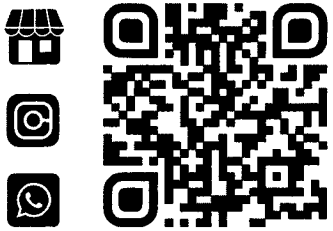
QUÍMICA

(05)

Guías de estudios, ejercicios y problemas
Guías de Trabajos Prácticos

Cátedra: Idoyaga



.UBA CBC
Ciclo Básico Común

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

QUÍMICA (05)

CÁTEDRA IDOYAGA

Guías de estudio, ejercicios y problemas

Guías de Trabajos Prácticos

Índice

Clase 1. Química, ciencia del cambio
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 2. Átomos, iones y moléculas
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas
- Introducción a la radioquímica

Clase 3. Relaciones de masas en las reacciones químicas
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 4. Gases
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 5. Configuración electrónica y propiedades periódicas
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 6. Estructura del enlace químico
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 7. Teoría del enlace químico
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 8. Compuestos químicos
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Clase 9. Soluciones I
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 10. Soluciones II
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 11. Reacciones químicas y estequiometría
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 12. Redox y su estequiometría
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 13. Cinética química y equilibrio químico
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 14. Ácidos y bases
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 15. Buffer y equilibrio de solubilidad
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas

Clase 16. Introducción a la química orgánica. Biomoléculas
- Guía de estudio
- Guía de ejercicios y problemas
- Aspectos conceptuales

ANEXO
- Cómo armo un informe
- Formato de informe
- Rubrica para informe de laboratorio de química
- Guía de fundamento de Trabajo Práctico N° 1 Gases
- Guía de Trabajo Práctico N° 1 Gases
- Guía de fundamento de Trabajo Práctico N° 2 Valoración ácido base
- Guía de Trabajo Práctico N° 2 Valoración ácido base

GUÍA DE ESTUDIO N°1

Unidad 1: Química, ciencia del cambio

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química.* México: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: 1. **Apartados:** 1.1; 1.2; 1.3; 1.4; 1.5; 1.6; 1.7; 1.8; 1.9.

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. ¿Qué es la química? ¿Cuáles son sus principales características? ¿Cuáles son sus aplicaciones? ¿Qué se entiende por método científico? ¿Qué se entiende por investigación cualitativa, cuantitativa, por hipótesis y teoría?
2. ¿Qué es la materia?
3. ¿A qué se llama sustancia y a qué mezcla? ¿Qué tipos de mezclas existen? ¿Qué timos de sustancias existen?
4. ¿Qué diferencia a un elemento de un compuesto?
5. ¿En cuántos estados se encuentra a la materia? ¿Qué caracteriza a cada uno de los estados? ¿de qué variables depende el estado de la materia?
6. ¿El sistema Internacional de medidas toma el sistema decimal y emplea prefijos cuales son estos?
7. ¿Qué es una magnitud? ¿Qué es una unidad? ¿Cuáles son las unidades básicas del S.I.?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

8. ¿Qué tipo de propiedades podemos reconocer en la materia? Ejemplificar. ¿Qué es la densidad? ¿Cómo se mide?
9. ¿Qué es la temperatura? ¿Cómo se mide? ¿En qué unidades? ¿Cómo se pasa de una a otra? ¿Cómo se definen temperatura de fusión y de ebullición?
10. ¿Qué son las cifras significativas? ¿Cómo se relacionan con obtención experimental de datos? ¿Cómo se redondea?
11. ¿Cuál es la importancia de la notación científica?

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°1

Unidad N°1: Química, la ciencia del cambio

Ejercicios para desarrollar.

1) Al observar sangre al microscopio podemos diferenciar células, de componentes extracelulares., ¿Cuál de las siguientes opciones se ajusta mejor? Justificar.
   a) Se trata de una mezcla homogénea.
   b) Se trata de una mezcla heterogénea.
   c) La sangre es una sustancia simple.
   d) La sangre es una sustancia compuesta.

2) En un balón de laboratorio de 2 litros de capacidad se introduce una muestra formada por: agua (H_2O), alcohol etílico (C_2H_6O) miscible con el agua, azufre (S) en polvo (insoluble en agua y alcohol) y halita (NaCl), mineral que se disuelve completamente en agua y alcohol. Identificar si el sistema es homogéneo o heterogéneo, indicar la cantidad de fases, y de componentes y diseñar una metodología que permita separar cada componente.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Una posible estrategia para la resolución del ejercicio:

Dibujar el sistema, e identificar si estamos ante la presencia de una sustancia o de una mezcla; reconocer si el sistema es homogéneo o heterogéneo, para luego definir el/los métodos de separación.

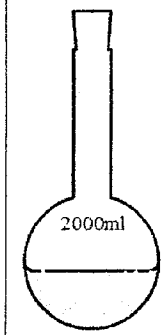


Figura 1.1. Matraz aforado de 2 litros.

Resolución:

Podemos observar que la muestra está constituida por 4 componentes, el azufre, el alcohol etílico, la halita y el agua. En este caso se trata de una mezcla heterogénea porque presenta 2 fases, una formada por el azufre que no se disuelve en agua ni en alcohol, y la otra fase formada por el alcohol etílico y la halita que están disueltos en agua. Para separar estas fases podríamos emplear un método físico.

Para separar el azufre (S) podríamos usar el método de filtración, de esa manera al pasar la mezcla por un papel de filtro el azufre quedaría retenido en el mismo.

Luego, en el líquido filtrado, podemos emplear el método de destilación, para separar el alcohol etílico del agua y la halita. El alcohol etílico presenta un punto de ebullición menor al del agua y la halita y esto permite su separación.

Para concluir, nos queda una mezcla homogénea formada por agua y halita. Se puede continuar con la destilación si interesa recuperar el agua, sino por evaporación se recupera la sal.

3) Se tienen 4 recipientes (ver figura 1.2.), cada uno contiene alguna de estas opciones:
   a) Hidrógeno molecular (H_2).
   b) Agua (H_2O).
   c) Una mezcla de agua y estibina (SbH_3) insoluble en agua.

d) Estibina (SbH_3), ácido clorhídrico (HCl) acuoso (disuelto en agua) y agua.

i ¿Qué contiene cada recipiente?

ii ¿Qué esquemas corresponden a sistemas homogéneos y cuáles a heterogéneos?

iii ¿Cuáles de estos esquemas son de sustancias puras y cuáles no lo son?

iv ¿Qué esquemas pertenecen a sustancia simple y cuáles compuesta?

Justifique todas las respuestas.

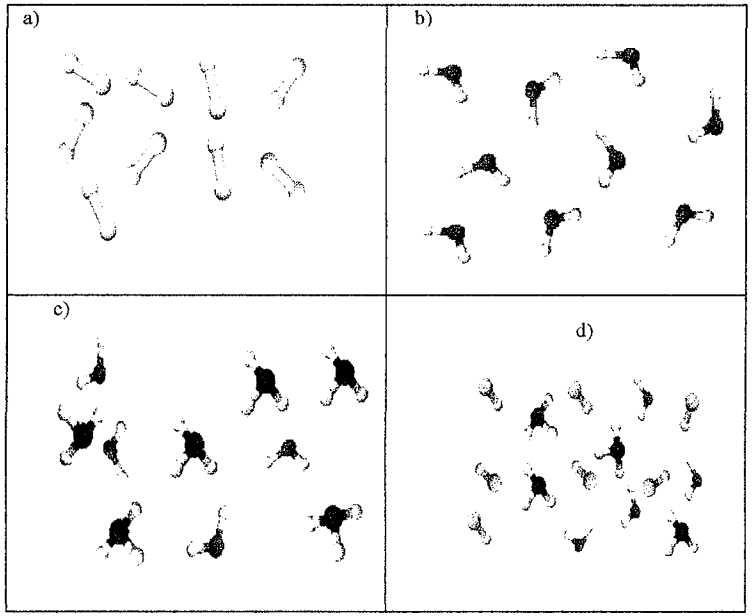


Figura 1.2.

4) Durante el transcurso de una diarrea aguda, el médico indica mantener una correcta hidratación y balance de electrolitos. A tal fin, se prescribe la elaboración de una bebida casera que aporta el líquido y electrolitos necesarios que se pierden con la diarrea. La bebida consiste en un litro de agua hervida, dos cucharadas soperas de azúcar, una cuchara pequeña de sal de mesa, media cucharada pequeña de bicarbonato de sodio ($NaHCO_3$) y una taza de jugo de limón.

Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas y justificar.

a) La bebida casera es una mezcla heterogénea cuyas fases posee distintas propiedades intensivas.
b) Utilizando métodos de separación es posible recuperar la sal.
c) La bebida casera es una mezcla homogénea con varios componentes.
d) La bebida casera es una mezcla de sustancias puras simples.

5) El oxígeno molecular (O_2) en forma gaseosa se convierte en líquido por presión, y se almacena a bajas temperaturas. Mientras el oxígeno esté dentro del tanque, se encuentra en estado líquido, y al ser liberado, cambia a la fase gaseosa. Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas y justificar.

a) El oxígeno dentro del tanque tiene volumen propio y adquiere la forma de este.
b) El oxígeno al ser liberado adquiere volumen y forma propios.
c) El oxígeno al liberarse del tanque se encuentra en estado gaseoso porque sus moléculas mantienen una posición rígida.
d) Al encontrarse dentro del tanque el oxígeno sufre un cambio en su composición química.

6) La halita es un mineral sedimentario, compuesto por cloruro de sodio (NaCl), y se puede obtener por la evaporación de agua salada. Su estado a 25°C y a 1atm es sólido. Indicar si las siguientes afirmaciones con respecto al NaCl son correctas o incorrectas y justificar.

a) El estado sólido de la halita corresponde al mayor grado de ordenamiento de este mineral.
b) La halita se encuentra en un estado restringido en cuanto a movimiento y por ello posee forma propia.
c) En la halita las partículas poseen mucha energía de movimiento, esto permite que estén completamente alejadas una de otras.
d) En este estado, la halita tiene límites bien definidos.

7) El alcohol etílico o etanol, en estado líquido, es utilizado habitualmente como desinfectante. Posee un punto de fusión (P.F) de -115°C y un punto de ebullición (P.E) de 78°C. Indicar y justificar si a 1 atm de presión las siguientes afirmaciones son correctas.
   a) A 0°C se encontrará en estado líquido.
   b) A -90°C se encontrará en estado sólido.
   c) A 111°C se hallará en estado gaseoso.
   d) A 90°C estará en estado líquido.

8) El agua (H_2O) es uno de los compuestos fundamentales para la vida; se encuentran en el organismo, en alimentos, seres vivos, medicamentos, entre otros. Si tenemos muestras de agua a 25°C; a 120°C y a -5°C. Indicar en qué estado de agregación se encuentra cada muestra de agua y completar el diagrama colocando los nombres de los procesos que indica cada flecha.

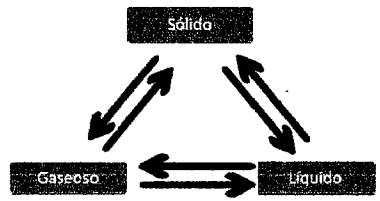
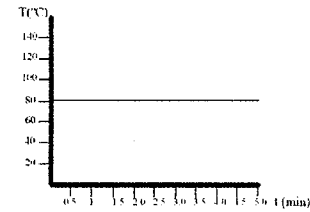
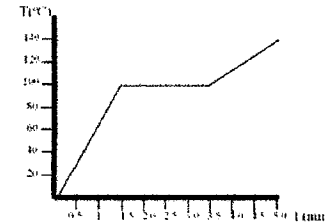


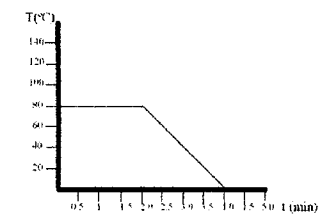
Figura 1.3. Diagrama de transiciones de fases.

9) En los primeros capítulos de Química se explica la diferencia entre las propiedades químicas y físicas de los compuestos. El profesor da como ejemplos los siguientes casos a su alumnado. ¿Cuáles de los siguientes sucesos tienen en cuenta propiedades físicas o químicas? Justificar
   a) La glucosa es un sólido blanco.
   b) El etanol se quema en un mechero de alcohol.
   c) El éter etílico se evapora.
   d) El sodio metálico es un sólido plateado, con bajo punto de fusión.
   e) La glucosa en el organismo se metaboliza y produce dióxido de carbono y agua.

10) En el laboratorio se calentaron una muestra agua (PEb=100°C) y una de alcohol etílico (PEb=78°C) durante 5 minutos. Identificar cuál de los siguientes gráficos corresponde al calentamiento del agua y cuál corresponde al calentamiento del alcohol (ver figura 1.4.). Justificar la respuesta.

a)


c)


b)


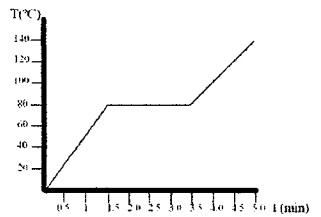
d)


Figura 1.4. Gráficos que representan la variación de la temperatura T (°C) con respecto al tiempo, expresado en minutos (min).

11) En numerosos procesos empleados en la industria farmacéutica interviene el agua. En algunas ocasiones participa como reactivo, mientras que en otras se usa como líquido auxiliar en los procesos de fabricación. Por lo tanto, es muy importante conocer cómo se comporta en función de los cambios de temperatura.
A continuación, se muestra un gráfico cartesiano de temperatura (T) expresado en °C, en función del tiempo (t) expresado en minutos.

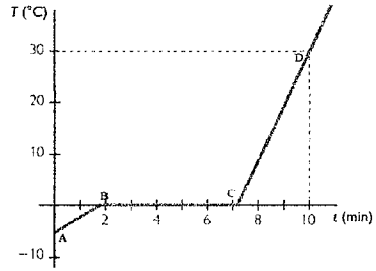


Figura 1.5. Gráfico de variación de la temperatura T (°C) con respecto al tiempo t (min).

Explicar en qué estado se encuentra el agua en los puntos indicados con letras (A, B, C, D) y describir que sucede en cada segmento (A-B; B-C; C-D). Relacionar estas respuestas con los estados de la materia y los cambios de fase.

12) El Nitroprusiato de Sodio (C_5N_6OFe) es un fármaco utilizado para tratar algunas crisis hipertensivas. Si es sometido a la luz se producen reacciones que causan el cambio de color

y la pérdida de efectividad. Es decir, el nitroprusiato es fotosensible. En base a esto indicar y justificar si las siguientes afirmaciones son correctas:

a) Con la luz, se produjeron reacciones que cambiaron sus propiedades extensivas.
b) Con la luz se produjeron reacciones que cambiaron sus propiedades intensivas.
c) El color es una propiedad intensiva.
d) El color no es una propiedad intensiva.

13) Uno de los componentes del alcohol en gel es la glicerina, cuyo punto de fusión (PF) es 291K. Expresar esta temperatura en °F y °C.

14) La barra de azufre (S) es un mineral sólido con forma cilíndrica que se usa para tratar los dolores de espalda a pesar de no tener una recomendación médica formal. Algunas de sus propiedades son: i) Olor: penetrante; ii) Color: amarillo; iii) Dureza:2,5 de la escala de Mohs; iv) Punto de Ebullición: 444,6°C.
¿Cuáles de estas propiedades son intensivas y cuáles extensivas? Justificar las respuestas.

15) La "Sal LIGHT" es recomendada para pacientes hipertensos, para disminuir el consumo de sodio. Esta sal está formada por Cloruro de amonio (NH_4Cl) y Cloruro de Potasio (KCl) cuyos puntos de fusión son 338 °C y 770 °C respectivamente.
a) Expresar dichas temperaturas en grados Fahrenheit y Kelvin.
b) A temperatura ambiente, ¿en qué estado de agregación se encontrará cada sustancia? Justificar.

16) El argón (Ar) se encuentra en el aire, en estado gaseoso y en baja concentración (menor al 1%). Se lo considera un gas inerte ya que no es reactivo en estas condiciones de temperatura y presión. El Neón (Ne) es otro gas inerte que también se encuentra en estado gaseoso a temperatura ambiente, pero la concentración de este gas es a nivel de trazas (concentración extremadamente pequeña). Ambos gases son considerados 'gases nobles' y tienen propiedades similares: se encuentran monoatómicos, tienen reactividad muy baja o nula, son

incoloros e inodoros. Utilizando el 'Simulador de Estado de la materia" indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

a) A -210°C ambos gases se encuentran en estado líquido.
b) A -100°C ambos gases son líquidos.
c) A -200°C el neón se encuentra en estado gaseoso y el argón en estado líquido.
d) A -230°C ambos se encuentran en estado sólido.

17) Complete los siguientes cuadros con las unidades propuestas.

Longitud en m	Longitud en mm	Longitud en cm	Longitud en km
			A=1,2 km
		B=2000 cm	
	C=250 mm		
D=0,25 m			

Superficie en m^2	Superficie en cm^2	Superficie en dm^2
	A=50000 cm^2	
B=0,15 m^2		
		C=0,0314 dm^2

Volumen en m^3	Volumen en cm^3	Volumen en dm^3
		A=5 dm^3
	B=350 cm^3	

C=0,015m^3		

Densidad en g/cm^3	Densidad en kg/m^3
A=1,000 g/cm^3	
B=0,850 g/cm^3	
	C=1200 kg/m^3

(Conociendo la equivalencia entre capacidad y volumen: 1Litro = 1dm^3; 1mL = 1cm^3)

Volumen en dm^3	Volumen en cm^3	Capacidad en Litro	Capacidad en mL
A= 10 dm^3			
		B=3L	
C=0,500 dm^3			
			D=1500 mL

18) El titanio (Ti) es uno de los materiales biocompatibles indispensable en la medicina y en particular en la construcción de prótesis. Una prótesis de este material presenta una masa de 79 g, su densidad es 19,3 g/ml, tiene un punto de fusión de 1337 K y es insoluble en agua. ¿Cuál de estas propiedades son intensivas y cuáles extensivas? Justificar sus respuestas.

19) La exposición prolongada al vapor de mercurio (Hg) puede ocasionar desórdenes neurológicos, falta de coordinación de movimientos, debilidad muscular y problemas respiratorios. La concentración de vapor de Hg en el aire debe estar por debajo de 0,050 mg/m^3. Convierta este valor límite de concentración de vapor de Hg a g/L.

20) Se desea determinar el volumen interno de un tanque transportador de leche, completamente lleno. Se conoce la masa del tanque (2600 kg), la masa del tanque lleno con la leche (3590 kg) y la densidad de la leche (1200 kg/m^3). Calcular el volumen interno del tanque.

Una posible estrategia para la resolución del ejercicio:

Recordar que la densidad es la masa contenida en un volumen determinado. A partir de la densidad de la leche podemos obtener el valor del volumen de este líquido. Como las unidades de todos los valores son kg no es necesario convertir los valores a g. El volumen interno del tanque será equivalente al volumen de leche dentro del mismo.

Resolución:

Primero debemos identificar lo que nos solicita. Nos pide calcular el volumen de un tanque trasportador de leche. Los datos que nos brinda son:

Masa del tanque=2600 kg; Masa del tanque con leche=3590 kg; Densidad de la leche =1200 kg/m^3

Sabiendo que la densidad de la leche es $\frac{masa\ de\ la\ leche}{volumen\ de\ la\ leche}$

Debemos calcular la masa de la leche:

Masa de la leche = masa del tanque con leche – masa del tanque

Masa de la leche = 3590 kg – 2600 kg = 990 kg

A partir de la densidad podemos calcular el volumen,

Volumen de la leche = $\frac{masa\ de\ le\ leche}{densidad\ de\ la\ leche}$

Volumen de la leche = $\frac{990kg}{1200\frac{kg}{m^3}}$ = 0,825 m^3 = 825 dm^3 = 825 litros

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

21) Entre los métodos de diagnóstico para la diabetes tipo 2 se utiliza la prueba de tolerancia oral a la glucosa (PTOG), que consiste en medir la glucemia (glucosa en sangre) a las dos horas de ingerir una mezcla de glucosa y agua. Dicha mezcla se prepara con 75 g de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y 375 g de agua. Si la densidad de la solución así obtenida, medida a 1 atm y 25°C es 1,067 g/cm^3. ¿Cuál será el volumen del líquido azucarado?

22) El plomo (Pb) es un elemento que se conoce desde la antigua Grecia y ha sido utilizado en todas las civilizaciones por sus propiedades físicas y químicas. Sin embargo, el Pb es una espada de doble filo, por un lado, es un metal muy utilizado, pero por otro lado es extremadamente peligroso para la salud, es neurotóxico y esto lo convierte en un contaminante peligroso. Debido a esto, la OMS (Organización Mundial de la Salud) lo ha incluido dentro de la lista de los 10 elementos químicos causantes de problemas de salud. Sabiendo que la densidad del plomo es 1,134.10^4 kg/m^3, calcular el volumen (expresado en cm ^{3}) que ocuparán las siguientes masas de este metal:

a) 13,5 g b) 217 mg

23) Exprese los siguientes valores en la unidad solicitada y con notación científica.

Longitud A=1200m	En m
Longitud B=0,325cm	En m
Longitud C = 0,000052 m	En m
Volumen A = 500 cm^3	En m^3
Volumen B = 0,250 dm^3	En m^3
Volumen C = 0,0035 m^3	En m^3
Masa A = 120 mg	En g
Masa B = 3500 g	En mg

Masa C = 0,250 kg	En g

Una posible estrategia de resolución para el ejercicio:

Recordemos que la notación científica se expresa con un número entero acompañado de dos decimales y multiplicado por la correspondiente potencia de 10 (exponente en número entero positivo o negativo). (Ej. $2{,}15 \times 10^{5}$ ó $3{,}06 \times 10^{-23}$)

Resolución:

La longitud A= 1200 m es equivalente a A=1,2 x 1000 m y sabiendo que $1000 = 10^3$

Entonces, longitud A = $1{,}20.10^3$ m

Longitud B = 0,325 cm es equivalente a $3{,}25.10^{-1}$cm = $3{,}25.10^{-3}$ m

Longitud C = 0,000052 m es equivalente a $5{,}20.10^{-5}$ m

Volumen A = 500cm^3 es equivalente a $5{,}00.10^{2}$ cm^3 = $5{,}00.10^{-4}$ m^3

Volumen B = 0,250dm^3 es equivalente a $2{,}50.10^{-1}$dm^3 = $2{,}50.10^{-4}$ m^3

Volumen C = 0,0035m^3 es equivalente a =$3{,}50.10^{-3}$ m^3

Masa A = 120 mg en este caso el equivalente sería $1{,}20 \times 10^{-1}$ g

Masa B=3500g en este caso sería $3{,}5 \times 10^{6}$ mg

Masa C = 0,250kg en este caso sería $2{,}50 \times 10^{-1}$ kg = $2{,}50 \times 10^{2}$ g

24) El oxígeno líquido, presenta una densidad de 1,14 g/cm^3, y se puede almacenar para su uso en los centros médicos en tubos de 2m^3; 6×10^{9} mm^3 y 4000 dm^3. Calcular la masa de oxigeno que se puede almacenar en kg en los distintos tubos.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

25) Una práctica habitual en los laboratorios de química en las instituciones educativas es la producción de alcohol en gel. Para dicha práctica se necesitan de 450 g de alcohol cuya densidad es 0,8 g/cm^3. Si se dispone de 3 recipientes para almacenarlos uno de 250 cm^3, uno de 500 cm^3 y uno de 750 cm^3, ¿cuál de ellos permitiría almacenar todo el alcohol necesario para la práctica? Justifique su respuesta.

Respuestas de la guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 1

1) b)

2) Resuelto.

3)

i. a) Hidrógeno molecular (H2). b) Agua (H_2O). c) una mezcla de agua y Estibina (SbH_3) insoluble en agua. d) Estibina, ácido clorhídrico (HCl) acuoso (disuelto en agua) y agua.

ii. Homogéneos: a) y b); heterogéneos c) y d).

iii. Sustancias Puras a) y b); Mezclas c) y d)

iv. Sustancia pura simple a)

4) a) Incorrecta; b) correcta; c) correcta; d) incorrecta.

5) a) Correcta; b) incorrecta; c) incorrecta; d) incorrecta.

6) a) Correcta; b) correcta; c) incorrecta; d) correcta.

7) a) Correcta; b) incorrecta; c) correcta; d) incorrecta.

8) A 25°C está líquida; a 120°C será vapor de agua y a -5°C estará como hielo. Completar el Diagrama de cambios de estado.

9) a) Propiedad física. Especifica la apariencia del material.
b) Propiedad química. Implica una reacción química, caracterizando al etanol como combustible.
c) Propiedad física. Identifica el paso del estado líquido al gaseoso.
d) Propiedades físicas. Especifica la apariencia del material y describe el paso del estado sólido al líquido.
e) Propiedad química. Implica reacciones químicas, con sucesivas etapas que dan lugar a la aparición de nuevas sustancias.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

10) Alcohol gráfico d) y agua gráfico c) Para pensar: ¿qué representa el tramo horizontal de cada uno de estos gráficos?

11) En el punto A hay agua sólida, en B sólido en equilibrio con líquido, en C líquido con menos sólido en equilibrio; en D toda el agua está líquida.

En el tramo A-B hay variación de temperaturas sin cambio de estado, en B-C hay cambio de estado de sólido a líquido (fusión) sin cambio de temperatura y en C-D cambio de temperatura sin cambio de estado.

12) a) incorrecto; b) correcto; c) correcto a medias, a veces depende de la cantidad de materia; d) incorrecto con las mismas observaciones que en c).

13) 18°C y 64,4°F

14) Todas son propiedades intensivas, ya que no dependen de la cantidad de sustancia considerada.

15) a) 338°C = 640,4°F = 611,15 K y 770°C = 1418°F = 1043,15 K.
b) Las dos sales estarán en estado sólido.

16) Opción C.

17)

Longitud en m	Longitud en mm	Longitud en cm	Longitud en km
1200 m	1200000 mm	120000 cm	A=1,2 km
20 m	20000 mm	B=2000 cm	0,020 km
0,25 m	C=250 mm	25 cm	0,00025 km
D=0,25 m	250 mm	25 cm	0,00025 km

Superficie m^2	Superficie en cm^2	Superficie en dm^2

5 m^2	A=50000 cm^2	500 dm^2
B=0,15 m^2	1500 cm^2	15dm^2
0,000314m^2	3,14cm^2	C=0,0314 dm^2

Volumen en m^3	Volumen en cm^3	Volumen en dm^3
0,005 m^3	5000 cm^3	A=5 dm^3
0,000350 m^3	B=350 cm^3	0,350 dm^3
C=0,015 m^3	15000 cm^3	15 dm^3

Densidad en g/cm^3	Densidad en kg/m^3
A=1,000g/cm^3	1000 kg/m^3
B=0,850g/cm^3	850kg/m^3
1,2g/cm^3	C=1200kg/m^3

(Conociendo la equivalencia entre capacidad y volumen: 1Litro = 1dm^3; 1mL = 1cm^3)

Volumen en dm^3	Volumen en cm^3	Capacidad en Litro	Capacidad en mL
A= 10 dm^3	10.000 cm^3	10 L	10.000 mL
3 dm^3	3000 cm^3	B=3 L	3000 mL
C=0,500 dm^3	500 cm^3	0,5 L	500 mL
1,5 dm^3	1500 cm^3	1,5 L	D=1500 mL

18) Propiedad extensiva: masa; propiedades intensivas: densidad-punto de fusión- punto de ebullición- solubilidad.

19) $5x10^{-8}$ g/L.

20) Resuelto en la guía.

21) 421,74 ml.

22) a) 1,19 cm^3 y b) $1,91x10^{-2}$ cm^3.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

23) Resuelto en guía.

24) a) 2280 kg; b) 6840 kg; c) 4560 kg

25) Se deberá usar el tercer contenedor ya que tiene una capacidad de 750 ml que puede albergar los 562,5 ml que se van a preparar.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de estudio N°2

Unidad 2: Átomos, iones y moléculas

Bibliografía obligatoria: Chang R y Goldsby K, (2013) Química. México: McGraw-Hill Educación. 11° edición.

Capítulo: 2. **Apartados:** 2.1; 2.2; 2.3; 2.4; 2.5; 2.6; 2.7; 2.8.
Capítulo: 19. Apartado: 19.1.

Introducción a la radioquímica.

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra de Química Idoyaga para la clase 2, deberían estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. ¿Qué significa átomo? ¿Qué postuló Dalton y en qué siglo? ¿Qué tres leyes se evidencian con los postulados de Dalton?
2. El experimento de los rayos catódicos, ¿qué partícula subatómica permitió descubrir? ¿En qué consiste el modelo atómico de Thompson? ¿Qué característica del átomo se tiene en cuenta al proponer este modelo?
3. ¿Qué se entiende por radiactividad? ¿Qué tipo de emisiones radiactivas conoces? ¿Cuáles son sus principales características? Menciona las diferencias entre reacciones químicas y reacciones nucleares.
4. ¿Cuáles son las conclusiones del experimento de Rutherford?
5. ¿Cuáles son las dimensiones de un átomo, de su núcleo? ¿Cuáles son las partículas subatómicas y sus características con respecto a su carga y masa?
6. Significado del número atómico Z y del número másico A. ¿Cómo se escriben estos números respecto del símbolo del elemento?

7. ¿Qué son los isótopos? ¿En qué se diferencian? ¿Qué son los isóbaros?

8. ¿Con qué criterio se acomodan los elementos en la tabla periódica? ¿Cómo se llaman las columnas? ¿Y las filas? ¿En qué se parecen los elementos de una misma columna?

9. ¿Cuáles son las 3 grandes categorías en que se clasifican todos los elementos conocidos? ¿Qué características tienen? Nombres de los diferentes grupos de la tabla periódica.

10. Elabore una definición de átomo, molécula e ion.

11. ¿Qué indica la fórmula molecular? ¿Qué indican los subíndices? Identifique las diferencias con fórmula empírica. Fórmulas de compuestos iónicos.

12. ¿Cuándo un compuesto es binario? ¿Y cuándo es ternario?

13. Describa los tipos de mecanismos de desintegración radiactiva. ¿Qué partículas se emiten? ¿Cuáles son las características de los núcleos madre e hija en los diferentes tipos de desintegración radiactiva?

14. ¿Qué es el tiempo de vida media de in radioisótopo? Mencione ejemplos.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 2

Unidad 2: Átomos, iones y moléculas

Ejercicios para desarrollar.

1) Utilizando el "Simulador de la construcción de un átomo" se puede construir un átomo eligiendo la cantidad de partículas subatómicas (neutrones, electrones y protones). Construir los siguientes átomos a partir de las siguientes cantidades de partículas subatómicas

I. 2 protones, 2 neutrones y 2 electrones.
II. 5 neutrones, 2 electrones y 4 protones.
III. 6 electrones, 6 protones y 7 neutrones.
IV. 8 protones, 8 neutrones y 10 electrones.

De cada uno de ellos indicar:

a) Nombre del elemento formado.
b) Su carga eléctrica.
c) El número másico.
d) El número atómico.

2) Los elementos se clasifican en la tabla periódica en tres grandes categorías. Indicar cuáles son esas categorías y escribir los nombres y los símbolos de dos elementos para cada una de ellas.

CATEGORÍA					
Elemento	**Símbolo**	**Elemento**	**Símbolo**	**Elemento**	**Símbolo**

3) Definir con ejemplos los siguientes términos: a) metales alcalinos; b) metales alcalinotérreos; c) halógenos; d) elementos de transición; e) gases nobles; f) metaloides.

4) Escribir los símbolos correctos para los átomos o iones que contienen:

a) 25 protones, 23 electrones y 27 neutrones.

b) 10 protones, 10 electrones y 12 neutrones.

c) 53 protones, 54 electrones y 74 neutrones.

Una posible estrategia y solución para resolver este ejercicio:

Mediante los conceptos de número atómico(Z), número másico (A), átomo, su símbolo, su identificación y ubicación en la tabla periódica, ion, catión, anión y la notación aceptada como: $^{A}X^{+/-}$

donde A = número másico; X = el símbolo del elemento, dado por el número atómico, el superíndice derecho indicando la carga eléctrica, donde si es catión (+) y si es anión (-) y el valor el número de cargas, podremos realizar este ejercicio.

Resolución:

a) 25 protones, 23 electrones y 27 neutrones.
El átomo en cuestión tiene 25 protones. Identificándolo en la tabla periódica se trata del manganeso (Mn). Tiene 27 neutrones, entonces el número másico será:

A= Z + N = 25+27 = 52

Dado que no tiene igual número de protones y electrones, no se encuentra en estado neutro, se trata entonces de un ion. Este átomo cedió 2 electrones, pues tiene 23 electrones y 25 protones, y es un catión divalente. La notación aceptada es: $^{52}Mn^{2+}$

b) 10 protones, 10 electrones y 12 neutrones
El átomo tiene 10 protones. Identificándolo en la tabla periódica se trata de neón (Ne). Tiene 12 neutrones, entonces el número másico será A= Z+N = 10 + 12 = 22

Dado que tienen igual número de protones y electrones, se encuentra en estado neutro. La notación aceptada es: ^{22}Ne

c) 53 protones, 54 electrones y 74 neutrones
El átomo tiene 53 protones. Identificándolo en la tabla periódica, encontramos que es el Iodo o yodo (I). Tiene 74 neutrones, entonces el número másico será:

A= Z+N = 53+74 = 127

Dado que no tienen igual número de protones y electrones, no se encuentra en estado neutro. *Es un ion que ganó 1 electrón, pues tiene 54 electrones y 53 protones, se trata de* un anión monovalente. La notación aceptada es: $^{127}I^{-}$

5) En la química de los seres vivos hay elementos que participan activamente en la composición de las moléculas biológicas, algunos de ellos figuran en el cuadro que sigue. Completar el cuadro, llenando los espacios vacíos:

Elemento	N° Atómico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	N° Másico
Al^{3+}	13				27
O					16
Ca			20		
	6		6		
F^{-}			10	10	
P	15				31
	53				127
	16			18	32

6) ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tienen el ^{63}Cu, y el ^{239}Pu?

Análisis: Se cuenta con el dato del número másico de alguno de los isótopos de Cu y Pu. Además, ninguno de ellos tiene carga, por lo que se trata de átomos neutros, por lo tanto, el número de protones será igual al de electrones.

Una posible estrategia para resolver el ejercicio: el número másico (A) es la suma del número de protones (Z) y del número de neutrones (N).

A = Z + N

Resolución:

^{63}Cu: al buscar en la tabla periódica el Cu, tiene un número atómico de: 29

(Z = N.° atómico = N.° de Protones)

Entonces si A= Z + N N = A - Z = 63- 29 = 34

Este isótopo de Cu tiene: 29 protones, 29 electrones, 34 neutrones

^{239}Pu: al buscar en la tabla periódica el Plutonio tiene un numero atómico de: 94

Entonces, si A = 239 y Z=94;

Sabiendo que A= Z + N N = A - Z = 239-94 = 145

Este isótopo de Pu tiene: 94 protones, 94 electrones, 145 neutrones.

7) Para cada una de las siguientes especies, indicar el número de protones, de electrones y de neutrones: ^{3}He; ^{4}He; ^{24}Mg; ^{25}Mg; ^{48}Ti; ^{79}Br; ^{195}Pt.

8) La terapia de yodo radiactivo es un tratamiento de medicina nuclear para tratar el cáncer de tiroides. Por su parte, el radio 223 radioactivo se utiliza para tratar algunos cánceres de próstata con metástasis en hueso ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene los siguientes isótopos del Iodo ^{127}I (estable) y ^{131}I (radiactivo) y ^{223}Ra (radiactivo)?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

9) Desde el punto de vista fisiológico los elementos químicos más interesantes como el C (carbono), el N (nitrógeno) y el O (oxígeno) tienen isótopos emisores β+ de vida media corta. Estos isótopos se usan en la técnica PET (tomografía por emisión de positrones). A continuación, se da la composición nuclear de los nucleidos emisores β comúnmente utilizados.
Escribir el símbolo adecuado para cada uno de ellos y para sus respectivos isótopos estables.

a) Z = 6, A=11
b) Z = 7, A=13
c) Z = 8, A=15
d) Z = 9, A=18

10) A continuación, se presenta una tabla que permite identificar algunos elementos muy usados en la medicina nuclear, representadas con las letras D, E, G, J, L y M. Completar la tabla, indicando de qué elemento químico se trata en cada caso.

	Z	A	p+	e-	n	elemento
$^{98}_{43}L$						
$^{127}M^{1-}$				54		
$_{27}D^{2+}$					32	
^{92}E				37		
J^{2-}	53				78	
G^{3+}		59	30			

(Referencia: p+: número de protones; e-: número de electrones; n: número de neutrones).

11) Escribir el símbolo químico de los gases nobles que son isoelectrónicos con los siguientes iones:

a) K^+
b) Cl^-
c) S^{2-}

12) Indicar el número de protones y electrones de cada uno de los siguientes iones: Na^{+}; Ca^{2+}; Al^{3+}; Fe^{2+}; F^{-}; O^{2-}; N^{3-}.

Una posible estrategia y solución para resolver este ejercicio:

Los conceptos de número atómico (Z), átomo, su símbolo, su identificación y ubicación en la tabla periódica, ión, catión, anión, la relación del valor de la carga con el número de electrones que pierde o gana el ion, y la notación aceptada para indicar los elementos nos permite realizar este ejercicio.

Resolución:

Na^{+}: Identificándolo en la tabla periódica en el grupo 1A, tercer periodo, al ser un catión monovalente, posee 11 protones y 10 electrones.

Ca^{2+}: Identificándolo en la tabla periódica en el grupo 2A, cuarto período, posee 20 protones y 18 electrones, por ser un catión divalente.

Al^{3+}: Identificándolo en la tabla periódica en el grupo 3A, tercer periodo, posee 13 protones y 10 electrones, al ser un catión trivalente.

Fe^{2+}: Identificándolo en la tabla periódica en el grupo 8 u 8B, cuarto periodo, posee 26 protones y 24 electrones, al ser un catión divalente.

F^{-}: Identificándolo en el grupo 7A, segundo periodo, al ser un anión monovalente, posee 9 protones y 10 electrones.

O^{2-}: Identificándolo en la tabla periódica en el grupo 6A, segundo periodo, posee 8 protones y 10 electrones, al ser un anión divalente.

N^{3-} Identificándolo en la tabla periódica en el grupo 5A, segundo periodo, posee 7 protones y 10 electrones, al ser un anión trivalente.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

13) Un isótopo de un elemento metálico tiene un A= 65; y tiene 35 neutrones en su núcleo. El catión divalente derivado de dicho isótopo tiene 28 electrones. Escribir el símbolo de este catión.

14) Un isótopo de un elemento no metálico tiene A=77 y 43 neutrones en su núcleo. El anión derivado tiene 36 electrones. Escribir la notación correcta de este anión.

15) El ^{99m}Tc, un isótopo radiactivo del Tc, es emisor de rayos gamma y se usa en medicina nuclear para efectuar una amplia variedad de pruebas diagnósticas. Su tiempo de vida media es de 6,03 horas.

a) Indicar la composición nuclear del ^{99}Tc.

b) ¿Qué significado tiene el tiempo de desintegración o vida media de un isótopo radiactivo?

c) ¿Es correcto decir que al cabo de un día la cantidad de átomos de Tc se redujo a la octava parte?

16) La fluordesoxiglucosa (FDG) es un análogo de la glucosa que posee un elemento radioactivo, el ^{18}F. Al ser un análogo de la glucosa es incorporado por aquellas células que tienen un elevado consumo de la misma. Se la emplea para pruebas diagnósticas realizadas mediante tomografía por emisión de positrones (PET). Su tiempo de vida media es 1,83h. Para que se considere no radiactivo, deben pasar 8 t ½.

a) ¿Cuánto tiempo debe pasar para que se considere no radioactivo? Expresarlo en horas y en minutos.

b) ¿Cuántos protones y neutrones hay en el núcleo de un átomo de ^{18}F?

c) ¿Qué porcentaje de radionucleido quedará cuando hayan pasado 5 t ½?

17) Identificar cada uno de los siguientes elementos:

a) un halógeno cuyo anión contiene 36 electrones;

b) un gas noble radiactivo que contiene 86 protones;

c) un elemento del grupo 6 cuyo anión tiene 36 electrones;

d) un catión de un elemento alcalino que contiene 36 electrones;

e) un catión del grupo 4A que contiene 80 electrones.

18) Dada la siguiente tabla, indicar: a) especies neutras; b) aniones; c) cationes. Completar los símbolos convencionales de todas las especies. Indicar qué elementos son isótopos.

Átomo o ión del elemento	A	B	C	D	E	F	G
N° e-	**5**	**10**	**18**	**28**	**36**	**5**	**9**
N° p+	**5**	**7**	**19**	**30**	**35**	**5**	**9**
N° n	**5**	**7**	**20**	**36**	**46**	**6**	**10**

19) Completar los espacios en blanco de la siguiente tabla:

Símbolo		$^{54}_{26}Fe^{+2}$			
Protones	5			79	86
Neutrones	6		16	117	136
Electrones	5		18	79	
Carga neta			-3		0

20) Usando la tabla periódica, completar los casilleros que faltan

Símbolo	Información
	Forma ..... divalente isoelectrónico con K^+ y con el gas noble....
	Forma anión monovalente isoelectrónico con el 2° gas noble .....
Sr	Forma catión..... Isoelectrónico con ..... que tiene ..... electrones
As	Forma anión..... Isoelectrónico con anión monovalente del ..... que tiene ..... electrones

21) El cobre natural está formado por los isótopos ^{63}Cu y ^{65}Cu. El más abundante es el primero, con una abundancia isotópica de 64,4 %. Calcula la masa atómica promedio del cobre expresada en uma.

22) El Rubidio presenta una alta peligrosidad debido a que con la humedad de la piel forma hidróxido de rubidio, el cual debido a su alcalinidad provoca quemaduras dérmicas. En la naturaleza existen varios isótopos de rubidio si la masa atómica promedio es de 85,47 y los 2 isótopos más abundantes son ^{85}Rb y ^{87}Rb. Calcular las abundancias naturales de estos isótopos del rubidio.

23) Escribir las fórmulas químicas de las siguientes sustancias:

a) El etanol o alcohol medicinal, sabiendo que posee 2 átomos de carbono, 1 átomo de oxígeno y 6 átomos de hidrógeno.

b) La Glucosa, azúcar base del cual la célula obtiene la energía, sabiendo que posee 6 átomos de carbono, 6 átomos de oxígeno y 12 átomos de hidrógeno.

c) El Cloroformo, el solvente orgánico más usado para disolver lípidos en el laboratorio, sabiendo que posee 1 átomo de carbono, 3 átomos de cloro y 1 átomo de hidrógeno

d) El Bicarbonato de sodio, sustancia muy utilizada en cocina y la formulación de muchas especialidades medicinales, sabiendo que posee 1 átomo de carbono, 3 átomos de oxígeno, 1 átomo de hidrógeno y 1 átomo de sodio.

e) La Amoxicilina, uno de los antibióticos más comúnmente utilizados en terapia de infecciones de vías aéreas superiores, sabiendo que posee 16 átomos de carbono, 5 átomos de oxígeno, 19 átomos de hidrógeno, 3 átomos de nitrógeno y 1 átomo de azufre.

Análisis:

La fórmula química es la representación de los elementos que forman un compuesto con el detalle del número de átomos que forman la molécula de este compuesto. En estos casos conocemos el detalle de cuales elementos componen la molécula y la cantidad de átomos de cada uno de ellos

Una posible estrategia para la resolución del ejercicio:

En una fórmula química la cantidad de átomos de cada elemento se indica como subíndice. Al escribir una fórmula química de compuestos orgánicos por convención primero se pone el átomo de Carbono luego el átomo de Hidrógeno, luego el de oxígeno y finalmente los demás elementos.

Resolución:

a) El etanol posee 2 átomos de carbono, 1 átomo de oxígeno y 6 átomos de hidrógeno. La cantidad de átomos de cada elemento va como subíndice a la derecha de del símbolo: C_2H_6O

b) La glucosa posee 6 átomos de carbono, 6 átomos de oxígeno y 12 átomos de hidrógeno: $C_6H_{12}O_6$

c) El Cloroformo posee 1 átomo de carbono, 3 átomos de cloro y 1 átomo de hidrógeno: $CHCl_3$

d) El Bicarbonato de sodio posee 1 átomo de carbono, 3 átomos de oxígeno, 1 átomo de hidrógeno y 1 átomo de sodio: $NaHCO_3$

e) La Amoxicilina posee 16 átomos de carbono, 5 átomos de oxígeno, 19 átomos de hidrógeno, 3 átomos de nitrógeno y 1 átomo de azufre: $C_{16}H_{19}O_5N_3S$

24) El monóxido de carbono (CO) se une a la hemoglobina, desplazando al oxígeno molecular (O_2), es por ello por lo que cuando se lo respira en niveles elevados puede causar la muerte. Se produce cuando se quema, por ejemplo, gas natural en ambientes de poco oxígeno. El gas natural está compuesto fundamentalmente por metano (CH_4). Por otro lado, el ozono (O_3), si bien es un gas considerado "bueno" por absorber la radiación UV en la atmósfera, es un gas tóxico que, a concentraciones elevadas, afecta principalmente al aparato respiratorio.

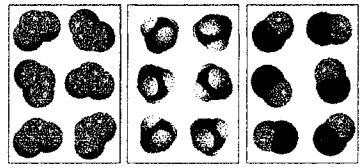


Figura 2.2. Representaciones en bolas de moléculas.

a) Indicar cuál ilustración corresponde a cada uno de los siguientes nombres (ver figura 2.2.): monóxido de carbono, ozono y metano.

b) Indicar qué moléculas son diatómicas, cuáles poliatómicas, qué sustancias son puras simples o puras compuestas.

25) Indicar cuál es la fórmula empírica de cada uno de los siguientes compuestos:

a) C_2N_2; b) C_6H_6; c) C_9H_{20}; d) P_4O_{10}; e) $K_2Cr_2O_7$

26) El paracetamol es uno de los antiinflamatorios no esteroides más usado en el mundo, es el principio activo del Tafirol®, por ejemplo. En la figura 2.3. se muestra su fórmula estructural. Escribir la fórmula molecular y la empírica de este compuesto

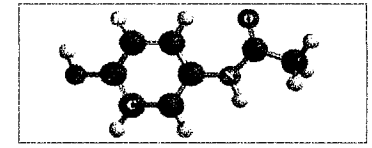


Figura 2.4. Representación de la fórmula estructural del principio activo (paracetamol).

27) Dos estudiantes de química debaten sobre la identificación de elementos, sustancias puras simples y sustancias puras compuestas. A partir de las siguientes especies identifique:

a) SO_2; b) S_8; c) Cs; d) N_2O_5; e) O; f) O_2; g) O_3; h) CH_4; i) KBr; j) S; k) P_4

a) ¿Cuáles de las siguientes especies son elementos?

b) ¿Cuáles son sustancias puras simples?

c) ¿Cuáles son sustancias puras compuestas?

28) Los compuestos binarios son aquellos formados por átomos de dos elementos, como el agua, dióxido de carbono y cloruro de sodio. A partir de los siguientes elementos, indicar la fórmula y el nombre del compuesto binario que se forma entre ellos:

a) Na e H; b) B y O; c) Na y S; d) Al y F; e) F y O; f) Sr y Cl; g) Fe y O; H) S e H

29) Dados los siguientes compuestos, colocarlos en la columna correspondiente:

HNO_3 H_2S Cl_2O_5 NaCl $Ni(OH)_2$ CaO CaH_2 Cl_2O KNO_3 $HClO_4$ KOH HCl

$CaCO_3$ H_4SiO_4 CO_2 H_2CO_3 N_2O_5 $Ca(NO_2)_2$ CuOH H_3PO_4 HClO KBr

$Fe_3(PO_4)_2$ NH_3 CaS SO_3 $Fe(OH)_3$ H_2SO_4 HF Na_2O $AlBr_3$ $Al_2(SO_3)_3$ NaH AuOH Ag_2O NaClO

ÓXIDOS		HIDRUROS		HIDRÓXIDOS	OXOÁCIDOS	SALES	
Básicos	Ácidos	Hidrácidos	Resto			Binarias	Oxosales

Respuestas de la guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 2

1)

Elemento	N° Atómico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	N° Másico	Carga eléctrica
He	2	2	2	2	4	0
Be	4	4	5	4	9	+2
C	6	6	7	6	13	0
O	8	8	8	10	16	-2

2) Metales, no metales y metaloides. Completar con ayuda de la tabla

3) a) Li; Na; b) Be; Mg; c) F; Cl; d) Cu; Ag; e) He; Ne; f) As; Si.

4) Resuelto en la guía

5)

Elemento	N° Atómico	Cantidad de protones	Cantidad de neutrones	Cantidad de electrones	N° Másico
Al^{3+}	13	13	14	10	27
O	8	8	8	8	16
Ca	20	20	20	20	40
C	6	6	6	6	12
F^-	9	9	10	10	19

P	15	15	16	15	31
I	53	53	74	53	127
S^{-2}	16	16	16	18	32

6) Resuelto en la guía

7) ^{3}He: 2 protones, 2 electrones, 1 neutrón.
^{4}He: 2 protones, 2 electrones, 2 neutrones.

^{24}Mg: 12 protones, 12 electrones, 12 neutrones.

^{25}Mg: 12 protones, 12 electrones, 13 neutrones.

^{48}Ti: 22 protones, 22 electrones, 26 neutrones.

^{79}Br: 35 protones, 35 electrones, 44 neutrones.

^{195}Pt: 78 protones, 78 electrones, 117 neutrones.

8)

^{127}I: 53 protones, 53 electrones, 74 neutrones.

^{131}I: 53 protones, 53 electrones, 78 neutrones.

^{223}Ra: 88 protones, 88 electrones, 135 neutrones.

9)

a) ^{11}C. Isótopo estable ^{12}C

b) ^{13}N. Isótopo estable ^{14}N

c) ^{15}O Isótopo estable ^{16}O

d) ^{18}F (fluorina). Isótopo estable ^{19}F

10)

	Z	A	p+	e-	n	elemento

$_{43}98L$	43	98	43	43	55	Tecnecio (Tc)
$_{53}^{127}M^{1-}$	53	127	53	54	74	Yodo (I)
$_{27}D^{2+}$	27	59	27	25	32	Cobalto (Co)
$_{37}^{92}E$	37	92	37	37	55	Rubidio (Rb)
J^{2-}	53	131	53	55	78	Yodo (I)
G^{3+}	30	59	30	27	29	Zinc (Zn)

11) En los 3 casos se trata del mismo gas noble, el Ar, con 18 electrones

12) Resuelto en la guía.

13) $^{65}Zn^{2+}$

14) $^{77}Se^{2-}$

15) a) ^{99}Tc: 43 protones y 56 neutrones b) Es el tiempo necesario para que la actividad caiga a la mitad. c) No, pues el tiempo transcurrido fue 4 t ½ y eso implica que se obtiene 1/16 parte de la cantidad inicial.

16) a)14,64 h; 878,16 min.; b) 9 protones, 9 neutrones; c) 3,125 %

17) a) Br^{-1} ; b) Rn ; c) Se^{-2} ; d) Rb^{1+} ; e) Pb^{+2}

18) a) Especies neutras: A): ^{10}B; F) ^{11}B; G) ^{19}F

b) Aniones: B): $^{14}N^{3-}$; E) $^{81}Br^{-1}$

c) Cationes: C) $^{39}K^{+1}$; D)$^{66}Zn^{+2}$

d) A) y F) son 2 isótopos del Boro: ^{10}B; ^{11}B

19)

Símbolo	^{3}B	$^{54}Fe^{+2}$	^{31}P	^{196}Au	^{222}Rn
Protones	5	26	15	79	86
Neutrones	6	28	16	117	136
Electrones	5	24	18	79	86
Carga neta	0	+2	-3	0	0

20)

Símbolo	Información
Ca	Forma catión divalente isoelectrónico con K^+ y con el gas noble Argón
F	Forma anión monovalente isoelectrónico con el 2° gas noble Neón
Sr	Forma catión divalente isoelectrónico con el Kripton que tiene 36 electrones
As	Forma anión trivalente isoelectrónico con el anión monovalente del Bromo que tiene 36 electrones.

21) 63,712 uma

22) ^{85}Rb: 76,5% y ^{87}Rb: 23,5%

23) Resuelto en la guía.

24). a) O_3; CH_4; CO

b) CO diatómica, sustancia pura compuesta; O_3 triatómica, sustancia pura simple; CH_4 poliatómica, sustancia pura compuesta.

25) a) CN; b) CH; c) C_9H_{20}; d) P_2O_5; e) $K_2Cr_2O_7$

26) $C_8H_9O_2N$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

27) a) Elemento: O; y pueden ser Cs y S

b) Sustancias puras simples: S_8, Cs, O_2, O_3, S y P_4

c) Sustancias puras compuestas: SO_2, N_2O_5, CH_4, KBr;

28) a) NaH Hidruro de Sodio

b) B_2O_3 Óxido de Boro

c) Na_2S Sulfuro de Sodio

d) AlF_3 Fluoruro de Aluminio

e) OF_2 Difluoruro de oxígeno

f) $SrCl_2$ Cloruro de Estroncio (II)

g) FeO Óxido de Hierro (II)

H) SH_2 Ácido sulfhídrico (líq) o sulfuro de hidrógeno (g)

29) Óxidos básicos: CaO; Ag_2O; Na_2O

Óxidos ácidos: Cl_2O_5; Cl_2O; CO_2; N_2O_3; SO_3

Hidruros: CaH_2; NH_3; PH_3; NaH

Hidrácidos: HCl; HF

Hidróxidos: $Ni(OH)_2$; KOH; CuOH; $Fe(OH)_3$; AuOH

Oxoácidos: HNO_3; $HClO_4$; H_4SiO_4; H_2CO_3; H_3PO_4; HClO; H_2SO_4

Sales binarias: NaCl; KBr; CaS; $AlBr_3$

Oxosales: KNO_3; $CaCO_3$; $Ca(NO_2)_2$; $Fe_3(PO_4)_2$; $Al_2(SO_3)_3$; NaClO

Introducción a la radioquímica

Unidad N°2: Átomos, iones y moléculas

"El sol es un gran reactor nuclear natural. Emite radiaciones electromagnéticas. A unos da la vida, a otros la muerte. Lo mismo cabe esperar de la radiación corpuscular, de la radiactividad"

Emilio Bueso.

Radiactividad

La radioquímica es una rama de la química que estudia las propiedades y el comportamiento de los materiales radiactivos y su utilización en el estudio de problemas químicos. Se asocia con otras dos disciplinas, la química nuclear, que trata sobre el estudio de las transformaciones de los núcleos atómicos, y la química de las radiaciones (denominación muy poco afortunada) que estudia las transformaciones químicas inducidas por la radiación. En esta se utilizan isótopos de carácter radioactivo para fijar el mecanismo y ramificación de las reacciones químicas, así como también para analizar el decaimiento radioactivo de los reactivos, productos e intermedios de la reacción.

La radioquímica tiene amplias aplicaciones en diversas áreas profesionales tales como medicina y bioquímica. La radioterapia utiliza las radiaciones ionizantes con fines terapéuticos. Se basa en administrar dosis altas de radiación a los tumores cancerosos, con la finalidad que no puedan crecer, propagarse o multiplicarse. Por otra parte, el radiodiagnóstico tiene como fin el diagnóstico de las enfermedades, a través de imágenes y datos obtenidos por medio de radiaciones ionizantes o no ionizantes. En el estudio de rutas metabólicas se usan isótopos radiactivos como el ^{14}C o el ^{32}P para marcar los metabolitos a estudiar.

El objetivo de este documento es brindar al estudiante las herramientas de índole conceptual y algunos lineamientos para abordar el estudio de la radioquímica. Debido a la extensión de los conceptos y a la gran cantidad de representaciones y fórmulas que se hallan en esta rama de la Química, la cátedra de **Química Idoyaga** de la Universidad de Buenos Aires ha adoptado algunos criterios para mejorar la comprensión y el aprendizaje de este tema.

Los objetivos de esta sección son los siguientes:

- Interpretar los conceptos básicos de la radioquímica como radiación, radioactividad, nucleón, nucleido, tipos de radiación, desintegración nuclear, isótopos, estabilidad nuclear, tiempo de vida media.
- Identificar las interacciones de la radiación con la materia.
- Reconocer las formas de detección y protección de radiación de manera general.

Como se mencionó anteriormente este curso no va a abarcar todos los conceptos, teorías, modelos y representaciones de esta área de la química, dado que sería muy extenso y no es la prioridad del curso. Por tanto, no veremos conceptos tales como: Secciones eficaces y funciones de excitación; fusión nuclear; fisión nuclear; génesis de los elementos químicos; efectos fisicoquímicos de las radiaciones ionizantes; detectores; eficiencia, resolución en energía y factor de Fano; manejo de pulsos electrónicos; reactores nucleares y aceleradores de partículas.

Conceptos previos

Hasta aquí, en esta clase, analizamos cómo está constituida la materia y nos centramos específicamente en el estudio de la estructura del átomo. A la luz del modelo de átomo moderno y la modelo estándar, vimos que los átomos están compuestos, en una descripción simplificada, por un núcleo central muy pequeño y por partículas llamadas electrones que giran en orbitales atómicos, que representan una región del espacio en torno al núcleo en la que la probabilidad de encontrar al electrón es elevada.

Repasando los conceptos ya abordados, podemos decir que los núcleos de los átomos están formados por partículas llamadas nucleones, formadas a su vez por tres partículas llamadas quarks. Los quarks se combinan de a 3 para formar los protones, con carga eléctrica positiva, y los neutrones, que como su nombre lo indica son eléctricamente neutras. El protón y el neutrón permanentemente se interconvierten uno en otro, intercambiando un mesón Pi o pión, por lo que decimos que el núcleo está compuesto por nucleones que pueden estar al estado protón o neutrón y permanecen unidos gracias a la fuerza nuclear fuerte residual.

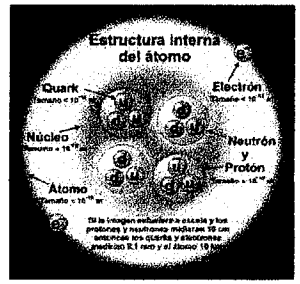


Figura 2.1. Estructura interna del átomo.

Todos **los átomos de un mismo elemento** tienen la **misma cantidad de protones** y, por lo tanto, la misma cantidad de electrones. Esta característica hace que tengan similares propiedades químicas y así se establece que el comportamiento químico de un átomo está asociado al número atómico. Pero, existen *átomos que, teniendo el mismo número de protones, tienen diferente cantidad de neutrones*. Éstos se denominan *isótopos de ese elemento*. Así como el número atómico Z caracteriza e identifica a elementos diferentes, el número másico A que es la suma de los nucleones, protones y neutrones, que hay en el núcleo y caracteriza a los isótopos diferentes de un mismo elemento. El núcleo del átomo de oxígeno tiene 8 protones (esto es imprescindible para que sea oxígeno), pero se encuentran en la naturaleza en forma estable núcleos con 8 neutrones (99,756%), con 9 neutrones (0,039%) y con 10 neutrones (0,205%).

Hasta el momento centralizamos nuestro estudio en átomos estables, cuya composición nuclear se mantiene inalterada a lo largo del tiempo. En la segunda parte de esta unidad veremos que ciertas especies atómicas sufren alteraciones en su núcleo. Discutiremos en detalle por qué algunos núcleos desintegran y analizaremos los distintos mecanismos de desintegración nuclear. A su vez, analizaremos las características de las partículas que se emiten en dichos procesos de desintegración y los mecanismos a través de los cuales interactúan con la materia.

¡Empecemos!

El Núcleo atómico

Los isótopos de un mismo elemento son las distintas variedades existentes de núcleos que **tienen la misma cantidad de protones**, pero distinto número de neutrones. Para definir completamente de qué núcleo se trata, deberemos entonces decir cuántos protones y cuántos neutrones tiene. Para un mismo elemento de la tabla periódica, existe una gran cantidad de diferentes isótopos. Esto hace que el número de núcleos posibles sea enorme.

Llamaremos *nucleido* a una **especie atómica que se caracteriza por la composición de su núcleo.**

A los nucleidos se lo representa con el símbolo químico del elemento correspondiente (X), y el superíndice izquierdo el número de nucleones (A). El símbolo químico define el número de nucleones al estado de protón (Z) y por lo tanto, queda automáticamente definido el número de neutrones (N). Así, el Número Atómico (Z) y el Número Másico (A) definen a un átomo de un elemento.

$$\overset{A}{\underset{Z}{\cdot}}(X) \qquad \text{Ejemplo} \quad \overset{201}{\underset{81}{\cdot}}Tl$$

Nucleido de Talio 201

A = número másico (protones + neutrones)
Z = número atómico (protones)
(X) = símbolo químico

Figura 2.2. Representación de un nucleido.

Los nucleídos con **igual número de masa**, es decir, con la misma cantidad de partículas en su núcleo, pero de diferentes elementos, diferentes Z, se llaman **Isóbaros**. Tiene igual número másico (A) pero distinto número atómico (Z) por lo tanto, son químicamente diferentes entre sí.

$^{14}_{6}C$	$^{14}_{7}N$
$e^- = 6e^-$	$e^- = 7e^-$
$p^+ = 6p^+$	$p^+ = 7p^+$
$n^0 = 8n^0$	$n^0 = 7n^0$

Figura 2.3. Esquema de isóbaros: carbono-14 y nitrógeno-14.

Los nucleídos con **igual número de neutrones** se llaman **isótonos**, pero diferente número atómico (Z) y diferente número másico (A), por lo tanto, son químicamente diferentes entre sí.

$$^{24}_{12}Mg \qquad ^{23}_{11}Na$$
$$e^- = 12e^- \qquad e^- = 11e^-$$
$$p^+ = 12p^+ \qquad p^+ = 11p^+$$
$$n^0 = 12n^0 \qquad n^0 = 12n^0$$

Figura 2.4. Representación de dos isótonos: magnesio-24 y sodio-23.

Existen 118 elementos conocidos, con Z desde 1 hasta 118, pero hay más de 1300 variedades de nucleídos. Por lo tanto, ya no alcanza con definir la especie química con su nombre o su Z, se requiere un ordenamiento diferente. Este ordenamiento es lo que se conoce como **Tabla de Nucleidos:**

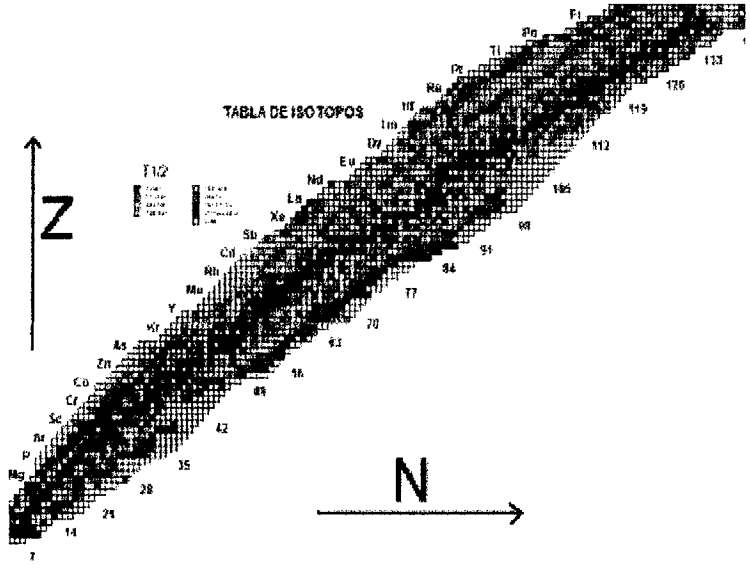


Figura 2.5. Representación de la tabla de nucleidos.

Esta tabla se representa como un gráfico de número atómico (Z) en función de número de neutrones (N) del mismo elemento, Z = f(N). Así, cada par de valores N-Z representa unívocamente un nucleído.

Isótopos estables y radioactivos

Los isótopos estables son aquellos que no se descomponen con el tiempo y entre ellos se incluyen algunos isótopos de hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, carbono y azufre, que tienen una vida media del orden de 3000 millones de años. Los átomos inestables de un elemento son sus isótopos radioactivos: sus núcleos cambian o se desintegran emitiendo radiaciones y se convierten en otros elementos.

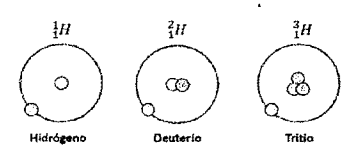


Figura 2.6. Representación de los isótopos de hidrógeno.

¿Qué es lo que le otorga la estabilidad a un núcleo? Como ya mencionamos, el núcleo está compuesto por un número determinado de nucleones (algunos en estado de protón y otros en estado de neutrón) que se mantienen unidos por la fuerza nuclear fuerte mediante el intercambio de mesones π o piones entre los protones y neutrones dentro del núcleo. Del balance entre la cohesión dada por la fuerza nuclear fuerte (que se da entre todos los nucleones) y la repulsión eléctrica (dada por la interacción eléctrica entre protones) depende la estabilidad nuclear.

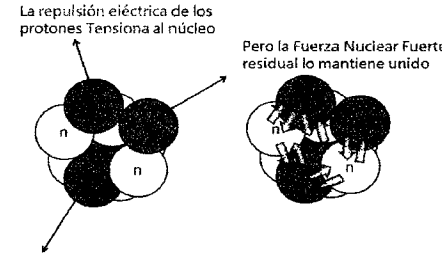


Figura 2.7. Fuerzas dentro del núcleo (Matt Strassler, 2013)

No todas las combinaciones de protones y neutrones conducen a un nucleído estable. Los núcleos inestables emiten partículas y/o fotones para transformarse en núcleos más estables. Esta

transformación es la que conocemos como *decaimiento radiactivo* o como proceso de *transformación nuclear radiactiva.*

En la tabla de nucleídos (ver figura 2.5.) se relaciona al número de protones (Z) con el número de neutrones (N) y se observa que, en general, son radiactivas las sustancias que no presentan un balance correcto entre protones y neutrones. Cuando el número de neutrones es excesivo o demasiado pequeño con relación al número de protones en cada nucleído, se hace más difícil que la fuerza nuclear fuerte residual pueda mantenerlos unidos. Este desequilibrio se corrige mediante la liberación del exceso de neutrones y/o protones en forma de partículas, dando lugar a radiación alfa o beta. Así, un núcleo pasa de un estado excitado de mayor energía a otro de menor energía que puede seguir siendo inestable y dar lugar a la emisión de más radiación alfa o beta, además de radiación gamma (emisión de fotones).

No existen reglas precisas que permitan predecir si un núcleo particular es radiactivo o no y el modo en que se desintegraría. Todo lo que hay son observaciones empíricas que las podemos resumir de la siguiente forma:

1. **Todo núcleo con más de 84 protones (Z >84) es inestable.**
2. **Núcleos con número par de protones y par de neutrones son más estables que los asociados con impares**.
3. La estabilidad de un núcleo puede correlacionarse perfectamente con la proporción de **protones y neutrones.**

Cuando se hace un gráfico de N° **protones** en función de N° **neutrones** para todos los átomos, se obtiene una **Franja de Estabilidad** en la que se ubican todos los elementos que son estables. Como puede observarse en la figura 2.8., para elementos livianos, los nucleidos estables tienen una relación 1:1 de protones y neutrones (marcada como la línea recta negra en el gráfico de la figura 2.8.) y a medida que el Z aumenta la estabilidad se logra con una proporción mayor de neutrones que de protones. Esto se visualiza en la figura 2.8. cómo los núcleos estables en la zona de estabilidad marcadas con una franja en amarillo, a Z menores a 30 coincide con la línea recta donde la razón o relación neutrón-protón es 1:1 pero a Z mayores a 30 se van alejando ambas líneas. Para valores de Z de alrededor de 83 los nucleidos estables tienen una relación 3 neutrones por cada 2 protones aproximadamente.

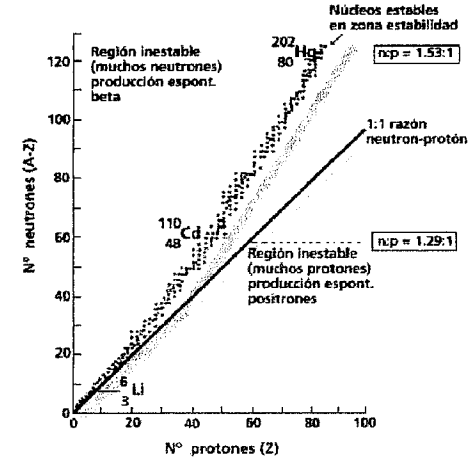


Figura 2.8. Tabla de nucleidos. Franja de estabilidad.

En la región a la izquierda de esta **franja de estabilidad** (marcada en amarillo en la figura 2.8.) se ubican todos los núcleos con **exceso de neutrones**, es decir una mayor relación neutrón-protón fuera de la zona de estabilidad, de modo que para ingresar a la zona estable deben **disminuir los neutrones y aumentar los protones**. Esto se logra mediante la transformación de un neutrón en un protón dentro del núcleo del nucleído radiactivo según la siguiente reacción:

$$n \longrightarrow p^+ + e^- + \bar{\nu} \quad \text{(ecuación 2.1.)}$$

Por otra parte, los elementos que se ubican a la derecha de la **franja de estabilidad** tienen un exceso de protones, es decir una menor relación neutrón-protón por fuera de la zona de estabilidad. Estos núcleos deben deshacerse de este exceso de protones transformándolos en neutrones y emitiendo partículas beta positiva según la siguiente reacción:

$$p^+ \longrightarrow n + e^+ + \nu \quad \text{(ecuación 2.2.)}$$

¿Cuáles son emisores seguros de partículas alfa? Sin duda los elementos que emiten **partículas a** disminuyen tanto su número de protones como el número de neutrones y son los nucleídos que tienen un Z superior a 82. Éstos se encuentran "**muy por encima**" de la **franja de estabilidad**. La figura 2.8.

mostrada y resume el modo de emisión radiactiva que se observa en todos los casos descritos, alrededor de la **zona de estabilidad.**

El uso de lo descrito en los tres puntos anteriores, permiten discernir el carácter radiactivo de los isótopos y su estabilidad.

Radiactividad

La radiactividad fue descubierta por el científico francés Antoine Henri Becquerel en 1896 de forma casi ocasional al realizar investigaciones sobre la fluorescencia del sulfato doble de uranio y potasio y se podría definir como una reacción nuclear de "descomposición espontánea", es decir, un nucleido inestable que se descompone en otro más estable que él, a la vez que emite una "radiación".

La radiactividad puede ser natural o artificial. La primera es originada por los radioisótopos que se encuentran en la naturaleza como ser el uranio, el torio, el polonio o el radio. La segunda, también conocida como inducida, es originada por los radioisótopos producidos en transformaciones nucleares artificiales. Esta se produce cuando se bombardean núcleos estables con partículas de una energía tal que puedan penetrar el núcleo y formar uno nuevo que, en caso de ser inestable, se desintegra radiactivamente.

Desintegración Alfa

Este tipo de radiación se da en aquellos nucleidos que, para alcanzar su estabilidad, emiten partículas formadas por dos protones y dos neutrones. Estas ***partículas alfa emitidas son núcleos de helio-4*** ***(^4_2He)***, cuya carga eléctrica es positiva (+2) y son muy poco penetrantes, aunque muy energéticas e ionizantes. Este tipo de radiación la emiten elementos pesados situados al final de la tabla de nucleídos (A>100).

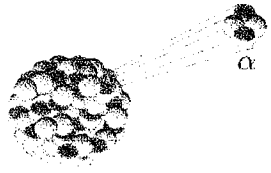


Figura 2.9. Esquema de la emisión de una partícula alfa.

La ecuación que representa esta desintegración radiactiva se puede simbolizar de la siguiente manera:

$$^{A}_{Z}X \longrightarrow ^{A-4}_{Z-2}Y + ^{4}_{2}He^{2+}$$

Donde el nucleído X con número másico A y número atómico Z se denomina el núcleo madre o emisor y el nucleído Y con número másico A-4 y número atómico Z-2 se llama núcleo hija o resultante. El núcleo de helio-4 ***(^4_2He)*** es la partícula alfa. Como vemos en este tipo de desintegración, el elemento emisor disminuye el número másico (A) en cuatro unidades y el número atómico (Z) en dos unidades, cuyos valores corresponden a los correspondientes a la partícula alfa.

Ejemplo:

$$^{235}_{92}U \longrightarrow ^{231}_{90}Th + ^{4}_{2}He^{2+}$$

Núcleo emisor o madre Uranio-235 — Núcleo resultante o hija Torio-231 — Partícula emitida (α)

Desintegración Beta

Se denomina desintegración beta al proceso mediante el cual un nucleido inestable emite una partícula beta. Existen dos tipos de partículas beta:

- *Partícula beta negativa (β-) que tiene masa y carga eléctrica equivalente al electrón (e^-).*
- **Partícula beta positiva (β+): que tiene masa igual a la del electrón, pero carga eléctrica opuesta (+). Esta partícula también se denomina positrón (e^+).**

Las radiaciones que provienen de núcleos que realizan la desintegración beta, es decir, las partículas beta (**β- ó β+**), tienen menor capacidad para interaccionar con la materia que las partículas alfa. Por esto, las partículas beta penetran más en la materia, aunque su poder de ionización no es tan elevado.

Desintegración beta negativa (β-)

Es una emisión de **partículas nucleares de masa y carga iguales a la del electrón** (e^-) y con una velocidad comparable a la de la luz. Estas partículas se generan a partir de la transformación espontánea

de un neutrón y, consecuentemente, la ganancia de un protón (ver ecuación 2.1.). Como resultado se origina la emisión de una partícula β- y un antineutrino ($\bar{\upsilon}$). El antineutrino posee una masa diez mil veces menor que el electrón y una carga eléctrica neutra.

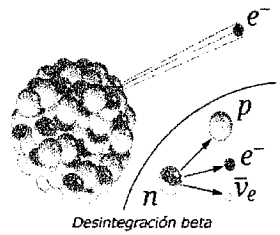


Figura 2.10. Esquema de la emisión de una partícula beta negativa.

La ecuación que representa la desintegración beta negativa (β-) se puede simbolizar de la siguiente manera:

$$^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A}_{Z+1}Y + e^- + \bar{\nu} \qquad \text{(ecuación 2.3.)}$$

Donde el nucleído X, cuyo número másico es A y número atómico es Z se denomina núcleo madre y el nucleído Y con número másico A, equivalente al núcleo madre, y número atómico Z+1 se denomina núcleo hija o resultante. Ambos núcleos son isóbaros. El electrón que figura en la ecuación 2.3. es la partícula beta negativa (β-) y $\bar{\nu}$ es el antineutrino.

Como vemos en este tipo de desintegración, **el elemento emisor β- provoca el aumento en el número atómico en una unidad (Z+1) del núcleo resultante, pero no cambia su número másico (A)**, ya que la cantidad de neutrones disminuye en una unidad, mientras que la cantidad de protones aumenta también en una unidad (ver ecuación 2.1.).

Todos **los átomos ubicados a la izquierda de la franja de estabilidad** (ver figura 2.8.) son emisores beta negativa (β-).

Ejemplo:

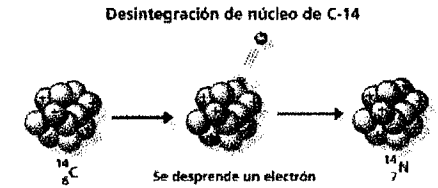


Figura 2.11. Desintegración del ^{14}C por beta negativa resultando.en ^{14}N.

Desintegración beta positiva (β+)

Esta desintegración se caracteriza por la conversión de un protón en un neutrón con la emisión de una partícula beta positiva (β+) y un neutrino (νe). La partícula β+ es un positrón (e^+), considerado como la antipartícula del electrón dado que tienen una masa equivalente, pero carga eléctrica de signo opuesto, positiva.

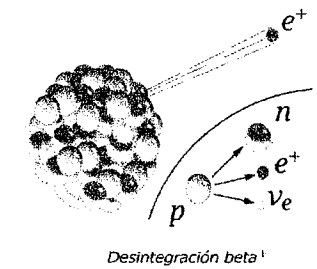


Figura 12. Esquema de la emisión de una partícula beta positiva

La ecuación que representa la desintegración β+ se puede simbolizar de la siguiente manera:

$$^{A}_{Z}X \longrightarrow {}^{A}_{Z-1}Y' + e^+ + \nu$$

Donde el nucleído X, con número másico A y número atómico Z se denomina núcleo madre y el nucleído Y' cuyo número masico A, equivalente al núcleo madre, y número atómico Z-1 se denomina núcleo hija o resultante. Ambos son isóbaros. El positrón (e+) es la particular beta positiva (β+) y ν es el neutrino.

Como vemos, en este caso **el elemento emisor disminuirá su número atómico (Z) en una unidad, pero su número másico (A) quedará igual,** ya que la cantidad de protones disminuye en una unidad en el núcleo, mientras que la cantidad de neutrones aumenta también en una unidad (ver ecuación 2.2.).

Nuevamente observamos en el gráfico de la figura 2.8., **todos los átomos ubicados a la derecha** de la **franja de estabilidad** son **emisores beta positiva (β+).**

Ejemplo:

$$^{81}_{36}Kr \longrightarrow {}^{81}_{35}Br + e^{+} + \nu$$

Radiación gamma

Este tipo de radiación consiste en la emisión de fotones (radiación electromagnética) de longitud de onda asociada corta y sin masa.

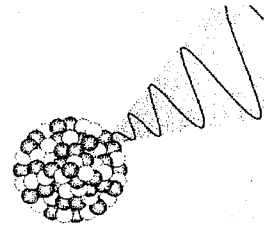


Figura 2.13. Representación de la emisión de una partícula gamma.

En este tipo de desintegración **el núcleo no pierde su identidad**, sino que se desprende de la energía en exceso, dado que es un núcleo excitado, de mayor energía, la mayoría de las veces proveniente de otras desintegraciones radiactivas como las desintegraciones beta, y se pasa a otro estado de menor

energía, núcleo más estable, emitiendo fotones muy energéticos llamados rayos gamma (g). El nucleído emisor, X*, no varía su número másico, A, ni su número atómico, Z, pero pierde una determinada cantidad de energía ver ecuación 2.4.).

Veamos la ecuación que representa a este mecanismo de desintegración gamma (γ):

$$^{A}_{Z}X^{*} \longrightarrow {}^{A}_{Z}X + \gamma \quad \text{(Ecuación 2.4.)}$$

El asterisco sobre el nucleído X* indica que estamos en presencia de un estado excitado de ese nucleído. El nucleído hija tiene menor energía, la diferencia de energía entre los dos estados es equivalente a la energía del fotón emitido.

La radiación gamma es el tipo más penetrante de radiación por ser ondas electromagnéticas de longitud de onda corta, por lo cual, se necesitan capas muy gruesas de plomo u hormigón para detenerla.

Ejemplos:

$$^{99m}_{43}Tc^{*} \longrightarrow {}^{99}_{43}Tc + \gamma$$

$$^{236}_{92}U^{*} \longrightarrow {}^{236}_{92}U + \gamma$$

A modo de resumen de las desintegraciones, se muestra la siguiente figura:

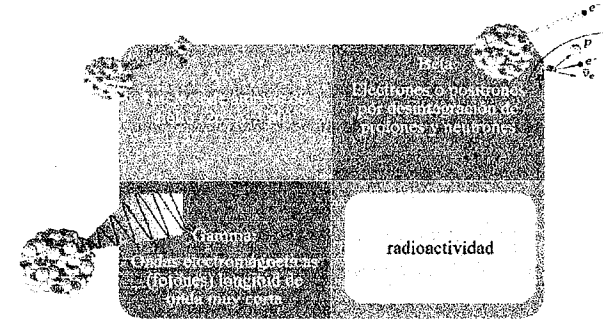


Figura 2.14. Resumen de los distintos tipos de desintegraciones.

Decaimiento radiactivo

El decaimiento radiactivo es un **proceso** espontáneo en el cual la cantidad inicial de átomos del elemento radiactivo disminuye con el tiempo, ya que se transforman en otro elemento por la desintegración. El resultado del decaimiento radiactivo es la emisión de radiación (alfa, beta o gamma) con la aparición de un nuevo núcleo, hija o resultante, y la liberación de la correspondiente energía de decaimiento. El tiempo que tarda este proceso en ocurrir es característico para cada isótopo de cada elemento. Hay nucleídos en los que el decaimiento tarda miles años (como el ^{14}C) y otros en los que tarda apenas algunos minutos (como el ^{24}Na).

Se denomina **tiempo de vida media (t ½)** al **tiempo** que demora el número de radionucleídos de una determinada muestra radiactiva en tener o decaer a la mitad de su cantidad inicial debido a la desintegración radiactiva. Ejemplo, 14,0g de ^{14}C demora 5730 años en disminuir su masa a 7,0g de ^{14}C resultado de la desintegración radiactiva. (Nota: A pesar de que la cantidad de núcleos radiactivos está relacionada con la masa del elemento o compuesto radiactivo, la masa de la muestra puede no variar, pero la actividad sí. Es por eso es por lo que se mide la actividad y no la masa de la muestra).

La velocidad de desintegración es lo que se conoce como **actividad A** de la muestra compuesta por compuestos con elementos radiactivos, y es proporcional a la cantidad de núcleos emisores presentes en la muestra.

$$A = -\frac{\Delta N}{\Delta t}$$

Donde, A representa la actividad, ΔN, ΔN el cambio de núcleos presentes, Δt el cambio de tiempo. Por lo que, la relación ΔN/Δt representa la velocidad de cambio de núcleos. El signo negativo de la ecuación indica que la velocidad del cambio de núcleos va disminuyendo.

$$A = \lambda . N \quad \text{(ecuación 2.5)}$$

A su vez, la actividad **A** es proporcional a la cantidad de núcleos (**N**) presente en una muestra. El factor de proporcionalidad, **l**, se denomina constante de decaimiento o desintegración y depende de cada nucleído radiactivo, lo cual lo hace característico y lo identifica. Esta constante de desintegración representa la probabilidad de desintegración de un núcleo por unidad de tiempo, y cuya unidad es $tiempo^{-1}$.

Experimentalmente se ha observado que la disminución del número inicial de átomos radiactivos sigue una cinética exponencial negativa, donde la cantidad de núcleos que hay en una muestra radiactiva en un determinado tiempo (N_t) depende de la cantidad inicial de núcleos que había originalmente (N_0), del tiempo transcurrido (t) y de la constante de desintegración (λ).

$$N_{(t)} = N_0 . e^{-\lambda . t} \quad \text{(ecuación 2.6.)}$$

Como la actividad (A) es proporcional a la cantidad de núcleos (N), como se muestra en la ecuación 2.5. y a su vez, la actividad inicial de la muestra (A_0) es proporcional a la cantidad de núcleos que había originalmente (N_0), podemos obtener una ecuación equivalente a:

$$A_{(t)} = A_0 . e^{-\lambda . t} \quad \text{(ecuación 2.7.)}$$

Esta ecuación 2.7. que relaciona la actividad, A(t), medida en un determinado tiempo, t, con la actividad inicial de la muestra radiactiva (A_0), su constante de desintegración que depende de cada nucleído radiactivo (l) y el tiempo transcurrido medido (t) es importante dado que es una forma de medir la cantidad de núcleos radiactivos iniciales (N_0) presentes originariamente en una muestra, y la cantidad de núcleos radiactivos presentes, N(t) en un determinado tiempo t.

Como vemos, esta ecuación 2.7. nos indica que a medida que el tiempo transcurre, la actividad de una muestra disminuye exponencialmente, como se ha observado en los experimentos. La velocidad de disminución de la actividad depende exclusivamente de la constante de desintegración λ.

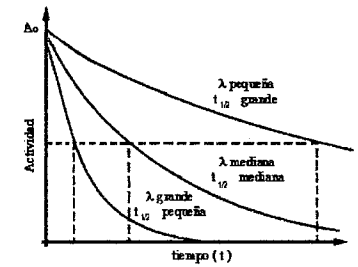


Figura 2.15. Gráfico de la actividad en función del tiempo (t) de diferentes nucleídos radiactivos que se observan en diferentes t1/2 y constantes de desintegración l.

Habíamos mencionado que el tiempo de vida media (t ½) es el tiempo que transcurre cuando la cantidad de núcleos en una muestra con compuestos radiactivos, luego de un tiempo t la cantidad de núcleos presentes en la muestra se reduce a la mitad. Este tiempo corresponde al tiempo de vida media (t ½). Asimismo, como mencionamos, existe una relación entre la cantidad de núcleos radiactivos y la actividad A. Es decir,

$$A\,(t) = \frac{A_0}{2}$$

Donde, A(t) corresponde a la actividad a un tiempo t y A_0 la actividad a tiempo inicial. Dado que la actividad a tiempo inicial es proporcional a la cantidad de núcleos radiactivos iniciales en la muestra y considerando dicha actividad de la muestra como un valor de 100%. Al cabo de un tiempo transcurrido equivalente a una vida media o (t ½), la actividad de la muestra se reduce a la mitad, es decir, se obtiene un 50% de la actividad inicial. Transcurrido 2 vidas medias (2 t ½), la actividad se reduce al cuarto, 25% de la actividad inicial, y así sucesivamente.

Veamos un ejemplo: Se tiene una muestra de ^{32}P, que desintegra por beta negativa con un t ½ de 14 días. Si la muestra original tiene unos 1.10^{23} átomos de ^{32}P, vemos que al cabo de 14 días la cantidad de ^{32}P será de $0{,}5.10^{23}$ átomos y tendremos además $0{,}5.10^{23}$ átomos de ^{32}S, debido a que el ^{32}P desintegra por mecanismo b-. A los 28 días (2 t ½), el ^{32}P habrá disminuido hasta $0{,}25.10^{23}$ átomos, a los 42 días (3 t ½), habrá solamente $0{,}125.10^{23}$ átomos y así sucesivamente.

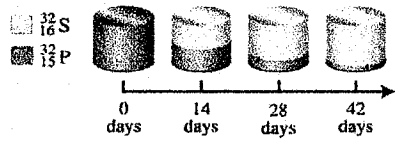


Figura 2.16. Esquema de la proporción de 32P y 32S a los 0; 14; 28 y 42 días.

Ejemplos de tiempos de vida media de diferentes radionucleídos pueden verse en la siguiente tabla:

Isótopo	Periodo	Emisión
Uranio-238	4510 millones de años	Alfa
Carbono-14	5730 años	Beta
Cobalto-60	5,271 años	Gamma
Radón-222	3,82 días	Alfa

Interacción de la radiación con la materia

Las radiaciones provenientes de los diferentes mecanismos de desintegración radiactiva interactúan con la materia ionizando el medio interpuesto en forma directa o indirecta. Es por ello por lo que estas radiaciones se denominan radiaciones ionizantes. Esta interacción depende de las características de la radiación, pero también de las del medio con el que se encuentran. A su vez, la magnitud del efecto ionizante de las diferentes partículas ionizantes emitidas durante las desintegraciones radiactivas depende de su masa y su carga.

Características de las distintas radiaciones:

Partícula alfa: Poseen una carga eléctrica positiva (2+), alta capacidad ionizante, baja velocidad y bajo poder de penetración.

Partícula beta negativa: Poseen una carga eléctrica negativa (1-), menor capacidad ionizante que las partículas alfa a igual velocidad, aunque su verdadera capacidad ionizante depende de su energía cinética y velocidad media. También, poseen poco poder de penetración aunque es mayor que el de las partículas alfa.

Partícula beta positiva: Poseen una carga eléctrica positiva (1+), poco poder de penetración. Se aniquila al encontrarse con un electrón resultando dos fotones gamma.

Fotones gamma: Son una forma de radiación electromagnética, por lo cual, no tienen carga eléctrica ni masa. Son radiaciones de alta energía y su velocidad es la velocidad de la luz. Poseen gran poder de penetración.

Poder de penetración y radioprotección

Los emisores α y β normalmente no pueden atravesar la capa más externa de la piel. Como emisores externos, compuestos con nucleidos radiactivos externos al organismo humano, usualmente no constituyen un problema serio con la radio protección adecuada. Sin embargo, como emisores internos, compuestos con radionucleidos que se introducen al organismo humano, la amenaza del daño por radiación se vuelve severo.

- ✓ El poder de penetración de una partícula a es muy pobre, ya que normalmente una hoja de papel puede detenerla. Se requiere una partícula α con una energía de 7,5 MeV para penetrar la piel humana.
- ✓ El poder de penetración de la partícula b es del orden de 100 veces mayor que el de la α, y se requiere una pulgada de madera o 1⁄4 de pulgada de aluminio para frenarla. Aunque como emisor externo no es considerado de importancia en términos de radioprotección, una partícula b puede penetrar la piel desde algunos mm hasta 1 cm. Existe una rápida desaceleración de la partícula como consecuencia de la interacción con el tejido.
- ✓ Los rayos γ tienen un poder de penetración muy alto y pueden producir daños por radiación tanto como emisores internos o externos. En términos de protección, se requiere plomo o concreto para poder frenar un fotón γ. En contraste a la absorción total de la partícula α ó β, solo un 3 % de la energía del rayo γ es absorbido en 1 cm de tejido, el resto es absorbido en un volumen mayor de tejido o atravesando e interaccionando completamente fuera del cuerpo (Wong. 2012).

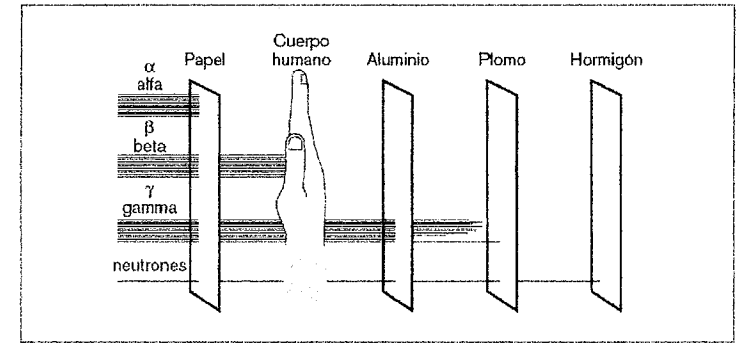


Figura 2.17. Capacidad de penetración en la materia de los distintos tipos de radiación. (Wong K (2012).

Algunos isótopos radiactivos y sus aplicaciones

Los usos y aplicaciones de la radiactividad son realmente amplios, desde la generación de energía hasta aplicaciones en salud o alimentos.

- ✓ **Producción de energía:** La energía nuclear es la energía que se libera como consecuencia de la reacción que se produce cuando se dividen los núcleos atómicos pesados (fisión nuclear). Como resultado de este proceso, se generan grandes cantidades de calor que permiten obtener energía mecánica, para poner en funcionamiento generadores de energía eléctrica. La energía nuclear tiene la ventaja de producir un bajo impacto ambiental.
- ✓ **En la industria:** radiografías de aleaciones para detectar fallas, control de producción midiendo espesor, control en el desgaste de los materiales, estudios de detergentes, detección de filtraciones o fugas, conservación de alimentos, esterilización de instrumentos quirúrgicos.
- ✓ **En química:** Uso de trazadores en reacciones a estudiar, análisis por activación neutrónica para determinar vestigios de impurezas (éste último muy utilizado en ciencia espacial, geología, ecología, etc.).

- ✓ **En la agricultura:** en trazadores para estudiar como absorben los vegetales a los fertilizantes, insecticidas y otros productos, aumentar la conservación de los alimentos, obtener, por mutaciones, cereales más resistentes y productivos, estudiar mejor la alimentación de los animales, aumentando la producción de leche, huevos, etc.
- ✓ **En arqueología:** el principal uso es para la datación de fósiles.
- ✓ **En medicina:** el uso de radionucleídos trajo grandes avances en diagnóstico por imágenes y en tratamientos. En la siguiente tabla, se encuentran algunos de los más utilizados en las ciencias médicas:

Z	Nucleido	$T_{1/2}$	Energía principal (MeV)	Tipo emisión	Utilización
1	tritio (H-3)	12,4 a	0,018	Beta	In vitro
6	carbono-11	20 min	0,96	Beta +	PET
6	carbono-14	5760 a	0,16	Beta	In vitro
9	fluor-18	119 min	0,634	Beta +	PET
15	fósforo-32	14,3 d	1,7	Beta	Terapia
15	fósforo-33	24,4 d	0,248	Beta	In vitro
16	azufre-35	87,4 d	0,167	Beta	In vitro
24	cromo-51	27,7 d	0,320	Fotones	In vivo
27	cobalto-57	270,7 d	0,014; 0,122; 0,136	Fotones	Fuente ref. In vitro
31	galio-67	3,2 d	0,091; 0,185; 0,3; 0,394	Fotones	SPECT
31	galio-68	68 min	0,511/1,8	Fotones/Beta	PET
37	rubidio-82	75 s	0,069	Beta	PET
38	estroncio-89	50 d	0,909	Beta	Terapia
39	ytrio-90	64 h		Beta/Fotones	Terapia
42	molibdeno-99	66 h	0,141/1,2	Fotones/Beta	Generador
43	tecnecio-99m	6 h	0,141	Fotones	SPECT
49	indio-111	2,8 d	0,171; 0,245	Fotones	SPECT
53	yodo-123	13 h	0,159	Fotones	SPECT
53	yodo-125	60 d	0,028; 0,035	Fotones	
53	yodo-131	8 d	0,606/0,637	Beta/Fotones	Terapia
54	xenón-133	5,2 d	0,081	Fotones	
81	talio-201	73 h	0,153; 0,166	Fotones	

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

A modo de dar ejemplos de los usos de algunos de estos radionúclidos, se puede mencionar al ^{123}I el cual tiene un período de semidesintegración de sólo 13,22 horas, desintegra emitiendo radiación gamma, por esto es usado en diagnóstico. Otro isótopo del yodo muy utilizado es el ^{131}I. Este a diferencia del anterior, tiene un período de 8,023 días y desintegra emitiendo una partícula beta negativa, mucho menos penetrante que la radiación gamma, pero a su vez tiene mayor interacción con el tejido, de ahí que sea usado para el tratamiento de tumores de tiroides colocándolo directamente en la glándula. El ^{99m}Tc, por su parte, es el radioisótopo más utilizado con fines de diagnóstico en la medicina nuclear. Puede adherirse a varias moléculas, lo que permite diagnosticar muchas enfermedades, entre ellas determinados tipos de cáncer. Por ejemplo, el ^{99m}Tc-DFM (difosfonato de metileno) se emplea mucho para detectar la metástasis ósea por cáncer.

Referencia bibliográfica:

- Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química.* México: McGraw-Hill Educación. 11° Edición. Capítulo: N° 2 Apartados: 2,3 Capítulo: N° 19 Apartados: 19.3; 19.7
- Estabilidad nuclear y números mágicos. www7.uc.cl
- Fuentes de la radiación. Biblioteca digital del Instituto Latinoamericano de Comunicación Educativa ILCE. México. http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/094/htm/sec_5.htm
- Matt Strassler. 2013. The Bedlam Within Protons and Neutrons. Of Particular Significance Conversations About Science with Theoretical Physicist Matt Strassler. https://profmattstrassler.com/about/about-this-site-and-how-to-use-it/
- Wong K (2012). Poder de penetración de las partículas alfa, beta y gamma. grupo1radiobradiop https://grupo1radiobradiop.wordpress.com/2012/04/01/poder-de-penetracion-de-las-particulas-alfa-beta-y-gama/alto poder de penetración.

Guía de estudio n° 3

Unidad n°3: Relaciones de masa en las reacciones químicas

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. México: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N.º 3. **Apartados:** 3.1; 3.2; 3.3; 3.7; 3.8; 3.9; 3.10

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estaren condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. Definir unidad de masa atómica. (uma)
2. ¿Qué es la masa atómica promedio presentada en la tabla periódica para cada uno de loselementos?
3. ¿Qué valor tiene el Número de Avogadro y qué representa?
4. ¿A qué se denomina masa molar atómica? ¿Y masa molar molecular? ¿cómo se calcula esta última?
5. ¿Cómo se define una reacción química? ¿Cómo está representada? Ejemplificar, mencionando cada una de sus partes.
6. ¿A qué se denomina "balance de ecuaciones químicas"? ¿A qué ley obedece?
7. ¿Qué es la estequiometría?
8. ¿A qué se denomina Reactivo Limitante y Reactivo en Exceso?
9. Los términos rendimiento teórico y rendimiento real, ¿son equivalentes?

Guía de ejercicios N° 3

Unidad N°3: Relaciones de masa en las reacciones químicas

Ejercicios a desarrollar

1) El yodo es un halógeno, componente natural de la hormona tiroxina, una hormona vital para el metabolismo. Dado que el Iodo no se encuentra en grandes cantidades en los alimentos que se consumen normalmente, la sal de mesa está suplementada con yoduro de sodio (NaI) con la finalidad de cubrir los requerimientos diarios de este elemento. Si se agregan $1{,}00 \times 10^{20}$ átomos de Iodo a un kilo de sal de mesa. ¿Cuál es la masa de yodo agregado, expresada en gramos?

2) El dimetilsulfóxido $[(CH_3)_2SO]$, también llamado DMSO, es un importante solvente que penetra en la piel, lo cual permite usarlo como agente de aplicación tópica de medicamentos. Para conocer mejor dicho solvente, calcule el número de átomos de C, S, H y O presentes en 103 g de dimetilsulfóxido.

3) La hidroxicloroquina es uno de los fármacos elegidos por la Organización Mundial de la Salud (OMS) para ensayar su potencial acción frente a la enfermedad respiratoria COVID-19 (Coronavirus disease 2019). La siguiente figura muestra la estructura química del compuesto. Calcular la masa molar del compuesto y el porcentaje de carbono por cada mol de compuesto.

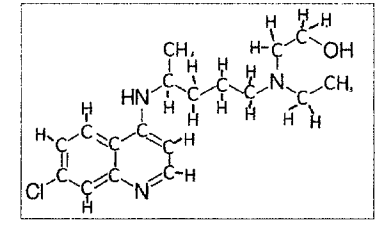


Figura 3.1. Fórmula desarrollada de la hidroxicloroquina.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

Primero, se debe contar la cantidad de átomos de cada elemento observando la figura 3.1., y con esa información expresar la fórmula molecular del compuesto. Luego, calcular la masa molar del compuesto teniendo en cuenta la masa atómica (*ma*) de cada elemento (dato que figura en la tabla periódica) y la cantidad de átomos de cada uno según la fórmula del compuesto.

Resolución:

Primero nos pide calcular la masa molar del compuesto para lo cual debemos saber cuántos átomos tiene de cada elemento. Con su estructura química definimos que hay 18 átomos de carbono, 1 átomo de cloro, 3 átomos de nitrógeno, 1 átomo de oxígeno y 26 átomos de hidrógeno; siendo su fórmula molecular $C_{18}H_{26}ClN_3O$.

La masa molar (M) se calcula teniendo en cuenta la masa atómica (*ma*) de cada elemento, dato que está en la tabla periódica.

$$\mathbf{M}_{C18H26ClN3O} = ma\ \mathbf{C} \times 18 + ma\ \mathbf{H} \times 26 + ma\ \mathbf{Cl} + ma\ \mathbf{N} \times 3 + ma\ \mathbf{O}$$

$$\mathbf{M}_{C18H26ClN3O} = \mathbf{12,01 g/mol} \times 18 + \mathbf{1,01 g/mol} \times 26 + \mathbf{35,45 g/mol} + \mathbf{14,01 g} \times 3 + \mathbf{15,99 g/mol}$$

$$\mathbf{M}_{C18H26ClN3O} = \mathbf{335,91}\ \text{g/mol}$$

En segundo lugar, el ejercicio pide calcular el porcentaje de carbono en un mol del compuesto. Ahora teniendo en cuenta que la masa molar del compuesto es 335,91 g/mol (100% del compuesto) y que la masa de carbono calculada es 216 g/mol (% que se desea conocer):

$$\%C = \frac{Masa\ del\ C}{Masa\ Molar} \times 100\%$$

$$\%C = \frac{216 g/mol}{335,91 g/mol} \times 100\% = 64,36\%$$

4) Dos estudiantes de química del CBC están discutiendo si 1,00 g de moléculas de hidrógeno contiene la misma cantidad de átomos que 1,00 g de átomos de hidrógeno. ¿Cuál es la respuesta correcta?

5) Un antiácido conocido como Mylanta® está compuesto por 400 mg de carbonato de calcio ($CaCO_3$) y 135 mg de hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) en cada comprimido. Calcular el

número de átomos de calcio y el número de átomos de magnesio que hay en un comprimido de dicho antiácido.

6) La cisteína, representada en la figura, es uno de los 20 aminoácidos que se encuentran en las proteínas humanas. Escribir su fórmula molecular y calcular la composición centesimal de cada uno de los elementos.

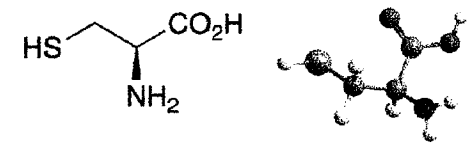


Figura 3.2. Fórmula esquelétal y de bolas de la cisteína. Referencias: bola gris: carbono; bola azul: nitrógeno; bola roja: oxígeno; bola blanca: hidrógeno; bola amarilla: azufre.

7) El estradiol es una de las hormonas sexuales femeninas. Además de su función específica, tiene efectos sobre el metabolismo de las grasas y también interviene en el proceso de la fijación del calcio. La molécula de estradiol está formada por 3 elementos: C, H y O. Su composición porcentual es 79,3 % de C y 11,75 % de O. Sabiendo que hay 2 átomos de O por molécula.

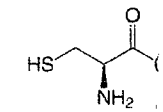
a) ¿Cuál es su fórmula molecular?

b) ¿Cuál es su masa molar?

8) Siguiendo con el análisis de la composición molecular del aminoácido cisteína, calcular:

a) ¿cuántos moles de átomos de hidrógeno hay en 0,5 moles del aminoácido?

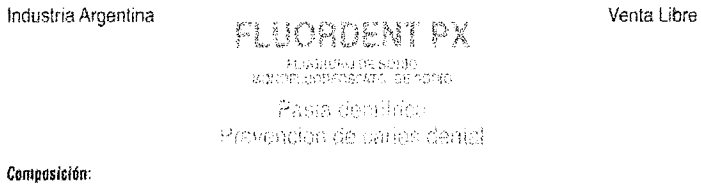
b) ¿cuántos moles de aminoácido hay en 242 g de esta sustancia?



9) Frecuentemente se agrega fluoruro de sodio (NaF) a los dentífricos como un ingrediente para evitar las caries.

a) ¿Cuál es la masa de NaF, expresada en gramos, que se encuentra en 24,6 g de la pasta dentífrica Fluordent Px ®?

b) ¿Cuántos moles de fluoruro de sodio hay en esos 24,6 g de pasta dentífrica?


Industria Argentina

FLUORDENT PX

Pasta dentífrica

Prevención de caries dental

Venta Libre

Composición:
Cada 100 g contiene:
Fluoruro de sodio 100 mg, monofluorfosfato de sodio 760 mg, glicerina 23,40 g, sorbitol (70%) 20 g, sílica hidratada 14 g, xilitol 10 g, lauril sulfato de sodio (30%) 9 g, pirofosfato tetrasódico 3,40 g, aroma 27752 2,62 g, pirofosfato ácido de sodio 1,37 g, carboximetilcelulosa sódica 1,20 g, dióxido de titanio 500 mg, esencia menta 200 mg, sacarina sódica 175 mg, metilparabeno 70 mg, propilparabeno 35 mg, agua purificada c.s.p. 100 g

Figura 3.3. Prospecto de Fluordent PX ®.

10) Una investigadora se encuentra realizando una valoración de un medicamento relacionado con la patología Diabetes Tipo I. Para comprobar si el nuevo medicamento cumple su función se trabaja con glucosa. En el laboratorio se tienen 104 gramos de glucosa ($C_6H_{12}O_6$) y se necesita saber:

a) La cantidad de moles de glucosa presentes en los 104 g

b) El número de átomos de oxígeno contenidos en la masa de este hidrato de C.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

Para calcular la cantidad de moles de un compuesto hay que tener en cuenta que en una dada cantidad de masa (*m*) hay una dada cantidad de moles (*n*) de un dado compuesto, cuya masa molar es *M*. En este caso *m* es dato, y la masa molar se calcula como se muestra en la estrategia del ejercicio 3, y con ayuda de la Tabla Periódica.

Para calcular la cantidad de átomos de un elemento, hay que tener en cuenta que por mol de compuesto hay n_e mol de cada elemento, siendo n_e el subíndice de cada elemento en la fórmula química del compuesto.

Una vez que se calcula la cantidad de moles de átomos de cada elemento, y sabiendo que en cada mol de átomos hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos (número de Avogadro), se calcula el número de átomos de oxígeno.

Recordar este dato: 1 mol de átomos= $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos

Resolución:

Primero hay que calcular la masa molar de un mol de glucosa, cuya fórmula es $C_6H_{12}O_6$. La masa molar (M) se calcula teniendo en cuenta la masa atómica (*ma*) de cada elemento, dato que está en la tabla periódica.

$\mathbf{M}_{C6H12O6} = ma\ \mathbf{C} \times 6 + ma\ \mathbf{H} \times 12 + ma\ \mathbf{O} \times 6$

$\mathbf{M}_{C6H12O6} = 12{,}01 g/mol \times 6 + 1{,}01 g/mol \times 12 + 15{,}99 g/mol \times 6$

$\mathbf{M}_{C6H12O6} = \mathbf{180{,}0}$ g/mol

Teniendo en cuenta la masa molar de la glucosa podemos decir que, si cada mol de glucosa pesa 180 g, los 104 g de glucosa equivalen a:

180 g _____ 1 mol glucosa

104 g _____ x= 0,5777 mol glucosa

Ahora si cada mol de glucosa contiene 6 mol de átomos de oxígeno (según su fórmula), podemos plantear que:

1 mol glucosa _____ 6 mol átomos de oxígeno

0,58 mol glucosa _____ x= 3,466 mol átomos de oxígeno.

Como sabemos, 1 mol de átomos de oxígeno equivale a $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno (usamos N° de Avogadro) por lo tanto, 3,466 mol de átomos de oxígeno contienen:

1 mol átomos de oxígeno _____ $6{,}022 \times 10^{23}$ átomos de oxígeno

3,47 mol átomos de oxígeno _____ x= $2{,}0896 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno.

11) El cloroformo ($CHCl_3$) fue uno de los primeros anestésicos inhalados que se utilizaron durante las cirugías, pero actualmente ya no tiene esta aplicación dado que es una sustancia tóxica que puede dañar el hígado, los riñones y el corazón. Calcule cuántos moles de átomos de cloro hay en 358,2 g de dicho compuesto.

12) El sulfato de aluminio es una sal de color blanco que se utiliza para purificar el agua. Esta sal cristaliza incorporando moléculas de agua. Si en 468 g de sulfato de aluminio hidratado [$Al_2(SO_4)_3 \cdot xH_2O$] hay 1 solo mol de $Al_2(SO_4)_3$, calcule x, es decir, cantidad de moles de agua que se encuentran por cada mol de $Al_2(SO_4)_3$.

13) Balancear las siguientes reacciones mediante el método de tanteo:

a) $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
b) $H_2O \longrightarrow H_2 + O_2$
c) $CH_4 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
d) $H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$
e) $NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$
f) $Ca + HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2$
g) $Fe + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + H_2$
h) $P_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4$
i) $Mn_2O_7 \longrightarrow MnO_2 + O_2$
j) $Sb + HCl \rightarrow SbCl_3 + H_2$
k) $PbS + O_2 \longrightarrow PbO + SO_2$
l) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

14) El "Simulador de balance de ecuaciones" (desarrollado por la Universidad de Colorado) trabaja con las ideas de reactivos y productos de las reacciones químicas y el balance de masa. El simulador contiene dos modos: el modo introducción y el modo juego. En el modo introducción se observan 3 reacciones: producción de amoníaco, disociación de agua y combustión de metano.

a) Si se quiere producir 6 moléculas de amoniaco ¿cuántas moléculas de nitrógeno necesitan? ¿Es posible producir 3 moléculas de amoniaco?
b) En la disociación de agua, si se obtiene una molécula de oxígeno ¿cuántas moléculas de agua se disocian?
c) En la combustión de una molécula de metano, a) ¿Cuántas moléculas de oxígeno son necesarias para dicha reacción? b) ¿Cuántas moléculas de agua se obtienen?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

15) El cloruro de etilo (C_2H_5Cl) se puede utilizar como un anestésico tópico en spray para disminuir el dolor asociado a la punción venosa. Para producirlo, se hace reaccionar el etileno (C_2H_4) con cloruro de hidrógeno (HCl).

$$C_2H_4(g) + HCl(g) \longrightarrow C_2H_5Cl(g)$$

Si 4,66 g de etileno reaccionan con un exceso de cloruro de hidrógeno y el rendimiento efectivo de la reacción es 89,4%, calcular la masa de cloruro de etilo formado.

16) Un grupo de estudiantes tiene que sintetizar aspirina (ácido acetilsalicílico; $C_9H_8O_4$) como parte de un trabajo práctico para la asignatura Química Orgánica. La aspirina o ácido acetilsalicílico, se sintetiza mediante la reacción del ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) con anhídrido acético ($C_4H_6O_3$).

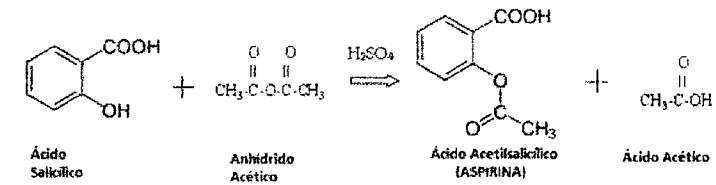


Figura 3.4. Reacción de síntesis de ácido acetilsalicílico.

a) ¿Cuánto ácido salicílico se necesitan si se les pide producir 0,400 g de aspirina (aproximadamente el contenido de una tableta), en caso de que el anhídrido acético se presente en exceso?
b) En la demostración que realizó el profesor, se hicieron reaccionar 9,26 g de ácido salicílico con 8,54 g de anhídrido acético. Calcular el rendimiento teórico de la aspirina y el porcentaje de rendimiento si sólo se producen 10,9 g de aspirina.

17) Los siguientes enunciados incluyen errores o ambigüedades. Identificar los mismos y explicar por qué no son correctos.

a) NH_4NO_2 es el reactivo limitante en la reacción:

$$NH_4NO_2 \longrightarrow N_2(g) + 2H_2O(l)$$

b) Los reactivos limitantes en la reacción mostrada aquí son NH_3 y NaCl:

$$NH_3(ac) + NaCl(ac) + H_2CO_3(ac) \longrightarrow NaHCO_3(ac) + NH_4Cl(ac)$$

18) La oxidación del aluminio ocurre cuando el aluminio (Al) entra en contacto con el oxígeno gaseoso (O_2), formándose óxido de aluminio. Considerando las cantidades de átomos que se presentan en la figura 3.5, indicar cuál es el reactivo limitante y cuál es el reactivo en exceso para esta reacción química. Fundamentar la decisión.

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3$$

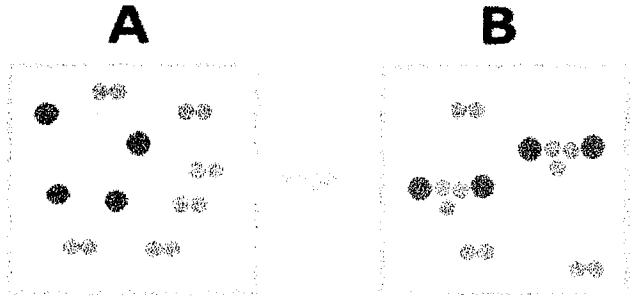


Figura 3.5. Esquema de la reacción de oxidación del aluminio. Casilla A, momento previo a la reacción de oxidación, casilla B momento posterior de la reacción.

19) La sal de mesa (NaCl) se obtiene haciendo reaccionar el Hidróxido de Sodio con el Ácido Clorhídrico, según la siguiente reacción

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Si se hacen reaccionar 18,75 g de hidróxido de sodio con 3 moles de ácido clorhídrico, responder:

a) ¿Cuál es el reactivo limitante y cual se encuentra en exceso?
b) ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio reaccionan?
c) ¿Qué cantidad sobra del reactivo en exceso?
d) ¿Cuántos moles de cloruro de sodio se formarán?

20) Un ayudante de laboratorio necesita obtener 18,9 g de dióxido de carbono (CO_2), para lo cual hizo reaccionar 12,0 g de monóxido de carbono (CO) con una masa de oxígeno molecular (O_2) en exceso. Como no tuvo en cuenta cuál era el rendimiento de la reacción, en vez de

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

obtener la masa esperada, obtuvo 15,3 g del producto. Balancear la ecuación y calcular el rendimiento.

$$CO + O_2 \longrightarrow CO_2$$

21) El Sulfato Férrico o sulfato de hierro III, cuya fórmula química es $Fe_2(SO_4)_3$, se puede utilizar como astringente hemostático, es decir retrae los tejidos y en el caso de la gingivitis ayuda a frenar el sangrado. La reacción de obtención de este compuesto es la siguiente:

$$2\ Fe(OH)_3 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2\ (SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

Si se hacen reaccionar 169 g de hidróxido de hierro ($Fe(OH)_3$) y 0,400 moles de ácido sulfúrico (H_2SO_4), indicar:

a) cuál es el reactivo limitante de la reacción
b) qué masa de producto se obtiene.

22) El óxido nítrico (NO) reacciona inmediatamente con el oxígeno gaseoso para formar dióxido de nitrógeno (NO_2), un gas de color pardo rojizo:

$$2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

Un grupo de investigación está trabajando en los efectos que tiene el dióxido de nitrógeno en la salud, especialmente en el sistema respiratorio. Para llevar adelante el experimento, se mezclaron 0,90 moles de NO con 0,50 moles de O_2.

a) Indicar cuál de los dos reactivos es el limitante,
b) Indicar de qué tipo de compuesto se trata el producto.

23) Una nueva técnica, llevada a cabo en la Universidad de Rice, logra convertir el CO_2 en un combustible líquido puro. Esto permitiría usar este gas de efecto invernadero de manera eficiente y respetuosa con el medio ambiente.

Para la obtención de dióxido de carbono se realiza una combustión de un hidrocarburo (Propano) con oxígeno gaseoso. La reacción es exotérmica y se lleva a cabo en condiciones controladas en el laboratorio. Si se tienen 10,5 mol de oxígeno molecular (O_2) y 97 gramos de propano (C_3H_8):

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
b) Si se obtuvieron 111,6 gramos de agua ¿cuál es el rendimiento?

La reacción de combustión que se produce es: $C_3H_8 + O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

En primer lugar, hay que seleccionar los datos relevantes del enunciado y corroborar que la ecuación química que representa a la reacción esté correctamente balanceada. Luego, se debe identificar el reactivo limitante. Para poder hacerlo, hay que observar la relación estequiométrica entre los distintos reactivos, puede ser que uno esté en mayor cantidad y otro en menor cantidad, este último será el reactivo limitante.

Luego, para calcular el rendimiento de la reacción se debe plantear cuanto se obtendría de un producto según la cantidad de reactivo limitante. Este cálculo se hace considerando un rendimiento del 100%. Finalmente, se compara con lo obtenido realmente de ese producto y se calcula el rendimiento real.

Resolución:

Primero se balancea la ecuación química de la reacción siguiendo el método de balance por tanteo.

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \longrightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O$$

Una vez que la reacción está balanceada, se ordenan los datos que da el ejercicio:

	C_3H_8	$5\ O_2$	→	$3\ CO_2$	$4\ H_2O$
M (masa molar; g/mol)	M= 44 g/mol*	M= 32 g/mol*		M= 44 g/mol*	M= 18 g/mol*
n (número de moles; mol)		10,5 mol			
m (masa; g)	97 g				111,6 g

*La masa molar fue calculada como en la solución del Ejercicio 3.

Ahora se puede saber cuál es el reactivo limitante, ya que según la reacción por cada mol o 44 g de propano se utilizan 5 mol de oxígeno molecular, entonces para 97 g de propano se necesitan 11,02 moles de oxígeno molecular.

44 g propano _____ 5 mol oxígeno molecular

97 g propano _____ x= 11, 02 moles de oxígeno molecular

Como solamente hay 10,5 moles de oxígeno molecular y se necesitan 11,02 moles, este compuesto limita la reacción

Según la estequiometría de la reacción por cada 5 moles de oxígeno molecular se obtienen 4 moles de agua (que equivalen a 72 g). Por lo tanto, por cada 10,5 moles de oxígeno molecular se deberían obtener 8,4 mol de agua o 151,2g.

5 mol O_2_____ 72 g H_2O

10,5 mol O_2_____ x= 151,2 g H_2O

Este cálculo es considerando un rendimiento del 100%, como en realidad se obtuvieron 111,6 g de H_2O, el rendimiento experimental es 73,81 %.

151,2 g H_2O _____ 100%

111,6 g H_2O _____ x= 73,81%

Respuestas de la guía de ejercicios y problemas de la Clase 3

1) 0,0211 g

2) $7{,}95.10^{23}$ átomos de O; $7{,}95.10^{23}$ átomos de S; $1{,}59.10^{24}$ átomos de C; $4{,}77.10^{24}$ átomos de H.

3) PM= 335,91 g/mol. % C = 64,36%.

4) Contiene la misma cantidad de átomos. En 1g de H_2 hay $6{,}02x10^{23}$ átomos de H y en 1g de H hay $6{,}02x10^{23}$ átomos de H.

5) $2{,}4.10^{21}$ átomos de Ca y $1{,}4.10^{21}$ átomos de Magnesio.

6) $C_3H_7O_2NS$; C= 29,8 %; O= 26,4%; H= 5,8%; N= 11,6% y S= 26,4%.

7) a) $C_{18}H_{24}O_2$; b) 272 g/mol

8) a) 3,5 moles de átomos de H; b) 2 moles de Cisteína

9) a) 0,0246 g de NaF; b) 0,00059 moles de F.

10) a) 0,58 mol de glucosa; b) $2{,}09.10^{24}$ átomos de oxígeno.

11) 9 moles de átomos de Cloro

12) 7 moléculas de agua en la fórmula, 7 moles de agua en los 468g

13)

a) $N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$
b) $2\ H_2O \longrightarrow 2\ H_2 + O_2$
c) $CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$
d) $2\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ H_2O + O_2$
e) $2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$
f) $Ca + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2$
g) $2\ Fe + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2$
h) $P_2O_5 + 3\ H_2O \longrightarrow 2\ H_3PO_4$
i) $2\ Mn_2O_7 \longrightarrow 4\ MnO_2 + 3\ O_2$
j) $2\ Sb + 6\ HCl \longrightarrow 2\ SbCl_3 + 3\ H_2$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

k) $2\ PbS + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ PbO + 2\ SO_2$
l) $CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2$

14) a) Se necesitarán 3 moléculas de N_2. No, se necesitarán 1,5 moléculas de nitrógeno y 4,5 moléculas de hidrógeno, lo que resulta un absurdo. Solo se pueden formar múltiplos de 2 moléculas de amoniaco;

b) se disocian 2;

c) Se necesitan dos moléculas de oxígeno y se obtienen dos moléculas de agua.

15) 9,58 g de C_2H_5Cl

16) a) 0,307 g Ácido salicílico; b) Rendimiento teórico de aspirina = 12,078g; Rendimiento real de la reacción= 90,2%.

17) a) Expresión incorrecta ya que el nitrito de amonio es el único reactivo.

b) Erróneo: se desconocen las cantidades de reactivos agregados, por ende, no se puede definir reactivo limitante y reactivo en exceso.

18) Reactivo Limitante es Al y el reactivo en exceso es O_2.

19) a) El reactivo limitante es el Na(OH) y el reactivo en exceso es el HCl.

b) Reaccionan 0,47 moles de Na(OH).

c) Sobran 2,53 moles de HCl.

d) Se formarán 0,47 moles de NaCl.

20) Rendimiento= 81,1%

21) a) Reactivo limitante: H_2SO_4; b) se obtienen 53,32 g $Fe_2(SO_4)_3$

22) a) Reactivo limitante: NO; Reactivo en exceso: O_2

b) se trata de un compuesto binario porque está formado por 2 elementos distintos, y dado que uno de los elementos es Oxígeno, se trata de un óxido (en este caso, óxido ácido, ya que el N es un no metal).

23) a) El reactivo limitante es O_2; b) el rendimiento es 73,81%.

Guía de estudio

Unidad Nº 4: Gases

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: Nº 5 **Apartados:** 5.1, 5.2, 5.3, 5.4, 5.5, 5.6, 5.7, 5.8

1) ¿Por qué los compuestos iónicos no existen como gases a 25ºC y 1 atm? ¿Qué elementos son gaseosos a esa temperatura y en qué forma pueden hallarse (monoatómico o diatómico)?

2) ¿A qué llamamos presión? ¿Y presión atmosférica? ¿En qué unidades se mide la presión y cuál es la unidad del SI (Sistema Internacional de unidades)? ¿Cómo es la equivalencia entre unidades? ¿Con qué instrumento se mide la presión atmosférica? ¿con qué instrumentos se mide la presión de un recipiente?

3) Destaque las condiciones en las que trabajó Boyle para llevar a cabo su experimento, incluyendo una descripción del mismo y los aspectos más relevantes de la ley de que lleva su nombre.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

4) Destaque las condiciones en las que trabajaron Charles y Gay-Lussac para llevar a cabo sus experimentos, incluyendo una descripción de los mismos y los aspectos más relevantes de la ley de que lleva sus nombres. ¿Cuál sería otra interpretación de esta ley? ¿Cómo llegó Lord Kelvin a la interpretación del cero absoluto?

5) ¿En qué consiste la hipótesis de Avogadro?

6) Realice un cuadro comparativo donde consten para cada Ley, ¿qué variables se mantienen constantes? ¿Cuáles varían y de qué manera? ¿Cómo es la expresión matemática de cada ley?

7) ¿Qué representa la ecuación del gas ideal? ¿Y la constante R?

8) ¿Cuál sería la expresión matemática para un sistema cuyas condiciones iniciales son modificadas exceptuando a la cantidad de sustancia que se mantiene constante?

9) ¿Es posible calcular la densidad de un gas a partir de la ecuación de los gases ideales? ¿Cuál sería la expresión matemática que representa la relación entre la ecuación de los gases y la densidad?

10) ¿Qué significa que en una mezcla de gases se hable de presión parcial y presión total?

Química
Cátedra Idoyaga

11) ¿Qué relación existe entre las presiones parciales y la fracción molar?

12) ¿En qué consiste la ley de Dalton?

13) ¿Qué enuncia la teoría cinética de los gases?

14) ¿En qué se diferencian los gases reales de los ideales? ¿Cómo puede corregirse la Ecuación de los gases ideales para ajustarse al comportamiento de los gases reales?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°4

Unidad N°4: Gases

En el libro de Chang, R. y Goldsby, K., (2013), *Química*, se define como Condiciones Normales de presión y Temperatura (CNPT) a una temperatura de 25°C y una presión de 1atm. Por otra parte, las condiciones Temperatura y presión Estándar (TPE) corresponden a una temperatura de 0°C y una presión de 1atm.

Para todos los problemas de esta serie se debe considerar:

$$Constante\ de\ los\ gases\ R = 0{,}082\ \frac{atm * L}{mol * K}\ ;\ fórmula\ para\ temperatura\ en\ K = °C + 273$$

Ejercicios para desarrollar

1) El esfingomanómetro o tensiómetro es empleado en medicina para medir la presión arterial. Este dispositivo trabaja con aire o con mercurio y posee un brazalete que se encuentra unido al manómetro que mide la presión de la sangre que pasa por la arteria humeral. En la guardia de un hospital se tomó la presión arterial a 3 pacientes. Los siguientes valores representan las presiones arteriales sistólica y diastólica registradas respectivamente en cada caso:

a) paciente 1 (180-140) mmHg, b) paciente 2 (120-90) mmHg y c) paciente 3 (150-80) mmHg.

Expresar estas mediciones en atmósferas (atm) y en pascales (Pa).

2) En la producción industrial de amoniaco (NH_3) por el método de Haber y Bosch se mezclan hidrógeno molecular (H_2) y nitrógeno molecular (N_2) ambos gaseosos a una temperatura de 500°C y 200 atm. Expresar la temperatura en Kelvin (K) y la presión en mmHg y en pascal (Pa).

3) El helio (He) es un gas noble que posee un comportamiento similar a los gases ideales. Un recipiente herméticamente cerrado contiene gas He a 2 atm de presión. Explicar qué sucederá con la presión del gas cuando:

a) Se aumenta la temperatura de 100°C a 200°C y el volumen del recipiente no varía.

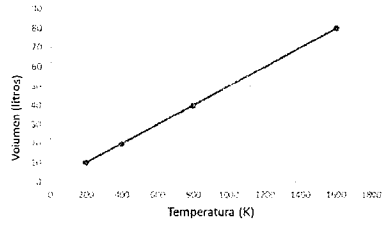
b) A temperatura constante, se incrementa el volumen del recipiente de 2 litros a 5 litros.

c) El volumen inicial del recipiente es 2 litros, la temperatura inicial es 100°C y se aumenta la temperatura a 200°C y se duplica el volumen del recipiente.

4) En un recipiente hermético y rígido se introduce una sustancia gaseosa a 200°C y 2 atm de presión. Indicar si la afirmación es correcta o incorrecta: Al duplicar la presión, la temperatura aumentará a 400°C, como establece la ley de Charles y Gay Lussac. Justificar.

5) El nitrógeno molecular es un gas diatómico cuyo comportamiento es similar al de un gas ideal en determinadas condiciones. Se introduce nitrógeno gaseoso en un tanque de volumen variable a 30°C y se observa que el volumen se triplica sin variar la presión. Indicar y justificar que sucedió con la temperatura y expresar su nuevo valor en °C.

6) El siguiente gráfico muestra la relación entre la temperatura y el volumen de un gas ideal a presión constante, en un recipiente cerrado. Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas:



a) El gráfico muestra la compresión del gas a temperatura constante.
b) El gráfico muestra la expansión del gas a volumen constante.
c) El gráfico muestra la expansión del gas conforme aumenta la temperatura.
d) El gráfico muestra que al aumentar la temperatura del gas disminuye su presión.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

7) El volumen molar se refiere al espacio que ocupa un mol de gas bajo ciertas condiciones de presión y temperatura. Calcular el volumen molar a:

a) 100°C y 2 atm
b) 150°C y 1200 mmHg
c) 500 °C y 10 atm
d) a 25°C y 101,3 kPa (condiciones normales de presión y temperatura, CNPT).
e) A 1 atm y 0°C (condiciones de presión y temperatura estándar, TPE).

8) Los gases nobles son conocidos por no reaccionar entre sí y ser elementos relativamente estables que "cumplen" con las leyes de los gases. Uno de ellos, el argón (Ar), en estado gaseoso, contenido en un recipiente de 900 cm^3 y a una temperatura en 25°C, alcanza una presión de 600 Torr. En estas condiciones determinar:

a) El número de átomos de gas argón en el sistema.
b) La masa de Argón.
c) La presión del sistema, en atm, si la misma masa de gas ocupa ahora un volumen de 1dm^3.

9) En un laboratorio se quiere determinar la identidad de un gas diatómico (X_2), contenido en un recipiente de 4 litros, cuya masa es 12,07g, sabiendo que se encuentra a una temperatura de 30°C y a una presión de 800 Torr. Indicar de qué gas se trata.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio: ordenar primero los datos que provee el enunciado: $V = 4L$; P= 800 Torr; T= 30°C; masa= 12,07g.

La ecuación general de los gases ideales nos permite calcular la cantidad de moles n

$$P.V = n.R.T$$

Despejando n obtenemos la siguiente expresión: $\frac{P.V}{R.T} = n$ (ecuación 1)

Recordar las unidades de *la constante* $R = 0{,}082\ \frac{atm*L}{mol*K}$

La masa del enunciado, se corresponden con la cantidad de moles calculados con la ecuación de los gases. Luego, por regla de tres simple se podrá calcular la masa de un mol y con ella identificar la naturaleza del gas.

Solución:

Realizar todos los cambios de unidades necesarios para usar la ecuación de los gases:

$V = 4L$; P= 1,052atm; T= 303K. Luego, luego n se calcula según

$$\frac{1{,}052atm \,.\, 4L}{0{,}082\ \frac{atm * L}{mol * K} . 303K} = n = 0{,}169mol$$

Por último

0,169 mol ---------- 12,07 g

1mol ---------- x = 71,42 g

Como se trata de un gas DIATOMICO, a esa masa hay que dividirla por dos para conocer la masa atómica del elemento

La masa atómica de X= 35, 71 g esta masa es aproximadamente la del elemento cloro es decir que se trata del gas Cl_2

10) Se desea conocer la identidad de un gas, relacionado con el efecto invernadero. Para ello se determinó que 60 g de dicho gas, a 25°C y 150 kPa, tiene una densidad de 0,969 g/L. Por otro lado, se identificó su fórmula general XH_4. Calcular:

a) El volumen ocupado en esas condiciones de presión y temperatura.

b) La cantidad de moles de XH_4 en la muestra.

c) Identificar al elemento X con la notación pertinente.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

11) El gas acetileno (C_2H_2) es utilizado en la industria como combustible y en la mecánica para soldar. Un tanque que contiene gas acetileno se encuentra a 10 atm y 25°C. Determinar la cantidad de moles y la masa de acetileno presentes, si se sabe que el tanque tiene un volumen de 20 dm^3.

12) En la primera etapa de un proceso industrial para producir ácido nítrico (HNO_3), el amoniaco (NH_3) reacciona con oxígeno (O_2) en presencia de un catalizador adecuado para formar monóxido de nitrógeno (NO) y vapor de agua (H_2O). Si se emplean 13,6 g de amoniaco a 850°C y 5 atm ¿Qué volumen de amoniaco se utilizó?

13) Para anestesiar de manera rápida a un paciente en urgencias se utiliza una mezcla de gases que contiene óxido nitroso (N_2O) y fármacos en forma de vapor. Suponiendo que el N_2O se encuentra a 20°C y su densidad es de 1,83 g/L, calcular la presión que ejerce este gas.

14) El SO_2 más conocido como óxido de azufre (IV): es un gas incoloro, irritante, no inflamable y con un olor penetrante. ¿Cuál será su densidad a 20°C y 720 mmHg de presión?

Una posible estrategia para resolver este ejercicio: pensar cuál es la expresión para la densidad (ecuación 1) y en qué unidades se maneja para el caso de los gases. Luego, como tenemos los valores de temperatura y presión, y al tratarse de un gas debemos de suponer correcto utilizar la ecuación del gas ideal (ecuación 2):

Las ecuaciones que usamos son:

$\delta = \frac{m}{V}$ (ecuación 1)

Donde δ es la densidad del gas, m la masa (en gramos) y V el volumen (en litros)

$P.V = n.R.T$ (ecuación 2)

Donde P es la presión, V es el volumen, n la cantidad de moles, R la constante de los gases y T la temperatura

Reacomodando la ecuación nos queda: $\frac{P}{R.T} = \frac{n}{V}$ (ecuación 3)

Recordando que el número de moles "n" es equivalente a $\frac{m}{Mm}$

donde, m es la masa, Mm es la Masa molar. Podemos reemplazar esta expresión en la ecuación 3 obteniendo:

$\frac{P}{R.T} = \frac{m}{(Mm).V}$ (ecuación 4)

Despejando Mm conseguimos la expresión $\frac{(P.Mm)}{R.T} = \frac{m}{V}$ (ecuación 5)

Si reemplazamos la ecuación 1 en la ecuación 5 conseguimos: $\frac{(P.Mm)}{R.T} = \delta$ (ecuación 6)

Reemplazamos ahora por los valores del enunciado:

La temperatura vale 293 K, y la presión 0,95 atm.

De este modo, la ecuación 5 queda

$$\frac{0{,}95atm\ .\ 64\ g/mol}{0.082\frac{atm.L}{mol.K}\cdot 293K} = \delta$$

Simplificando las unidades *y calculando*: $\frac{60{,}8g}{24{,}04L} = \delta$ **=2,53 g/L**

15) Se intenta determinar la identidad de un gas triatómico (Y_3) del cual se tienen 72 g a 35°C y 1,2 atm y se sabe que ocupa 31,57 litros. Calcular:
   a) La masa molar del gas.
   b) La densidad del gas en dichas condiciones
   c) La identidad de Y

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

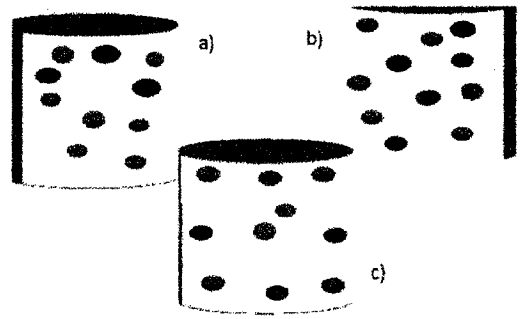
16) El gas X_2 se utiliza en la industria alimentaria para proporcionar una atmósfera no reactiva y preservar la frescura de los alimentos envasados. Dicho gas presenta una densidad de 1,33 g/L a 60°C y 1,3 atm. Calcular:
a) La masa molar del gas. b) Identificar a X.

17) Uno de los gases anestésicos más usados es el Heliox, el cual está compuesto por una mezcla de helio (He) (79% V/V) y oxígeno (O_2) (21%V/V). Calcular:

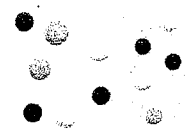
a) la masa de cada uno de los gases que componen la mezcla si se sabe que D_{He} = 0,178 g/litro y D_{O2} = 1,429 g/litro, y que se cuenta con 2 litros del gas mezcla.
b) la presión parcial de cada componente de la mezcla contenida en el recipiente de 2 litros, a 30°C.
c) la presión total que ejerce el gas mezcla Heliox en las condiciones enunciadas.

18) En un laboratorio se encuentran 3 sustancias: la sustancia roja, la sustancia azul y la sustancia negra, todas en estado gaseoso. Estas sustancias se encuentran presentes, en distintas concentraciones, en tres recipientes iguales, a), b) y c) como se muestra en el dibujo. Si los tres recipientes se encuentran a la misma temperatura, indicar:
   a) ¿En cuál de ellos hay mayor fracción molar de la sustancia roja?
   b) ¿En cuál de ellos hay mayor presión parcial de la sustancia azul?
   c) ¿En cuál de ellos la fracción molar de la sustancia negra es el doble que la de la sustancia azul?

c)



19) En el siguiente esquema se ilustra una mezcla de gases contenidas en un recipiente rígido, cada una de las esferas de color representa un mol de moléculas de cada gas. La presión total del recipiente es de 1,7 atm. Calcular las presiones parciales para cada uno de los gases.



20) El gas contenido en los intestinos es una mezcla de 5 gases: Nitrógeno (N_2), Hidrógeno (H_2), Dióxido de Carbono (CO_2), Metano (CH_4) y Oxígeno (O_2). En promedio, un adulto de 70 g de masa corporal expele 200 ml de gas cuya composición es de 68 mg de N_2, 25 mg de H_2, 6,7 mg de CH_4, 16 mg de CO_2 y 6,7 mg de O_2 ¿Cuál sería la presión parcial de cada uno de ellos si la temperatura corporal es de 37,5°C?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

21) Las fosas oceánicas emanan una mezcla gaseosa formada por nitrógeno (N_2), hidrógeno (H_2), dióxido de carbono (CO_2) y sulfuro de hidrógeno (H_2S). Estos gases presentan las siguientes fracciones molares: $N_2 = 0,36$; $CO_2 = 0,25$; $H_2S = 0,20$; $H_2 = 0,19$. Si la presión total de la mezcla es de 2,9 atm, determinar la presión parcial de cada gas.

22) En el proceso de respiración celular participan dos gases: el oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2). Un recipiente contiene una mezcla de estos gases: 4,46 moles de oxígeno (O_2) y 0,74 moles de dióxido de carbono (CO_2). Calcular las presiones parciales de los gases sabiendo que la presión total es de 2,00 atm.

23) Un balón de 5L contiene una mezcla de gases conformada por 2,43 moles de Argón (Ar) y 3,07 moles de sulfuro de hidrógeno (H_2S), a 298 K. Determinar:
a) La presión parcial de cada gas en el recipiente.
b) La presión total de los gases en el balón.

24) En medicina se usan diferentes gases medicinales para el tratamiento de asistencia respiratoria, incubadoras y oxigenoterapia. Entre los más usados se tiene la mezcla de oxígeno (O_2), nitrógeno(N_2), óxido nitroso (N_2O) y helio (He). La mezcla está formada por 86 g de oxígeno, 36 g de nitrógeno, 16g de óxido nitroso y 54 g de helio, y registra una presión total de 6,7 atm. Para esta mezcla determinar la presión parcial del oxígeno.

25) Una mezcla de gases atmosféricos almacenada en un recipiente contiene 20,0 g de argón (Ar), 20,0 g de cloro (Cl_2) y 10,0 g de amoníaco (NH_3), aportándole al sistema una presión total de 5,0 atm. Calcular:

a) La fracción molar de cada gas.
b) La presión parcial de cada gas en el sistema.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio: Primero se deben calcular los moles de cada gas para poder obtener las fracciones molares (ecuación 1) de cada uno de los gases que componen la mezcla gaseosa. Luego, con la ley de Dalton se pueden calcular las presiones parciales:

$X = \frac{molst}{molst+molsv}$ (ecuación 1)

$P\ Total.X = Pp$ (ecuación 2)

Solución: Para calcular las fracciones molares de cada gas primero es necesario calcular los moles de cada uno de ellos

N° moles = gramos del gas/ masa molar del gas

Para el amoniaco, $N°moles = \frac{10{,}0g}{17{,}0\ g/mol} = 0{,}59\ mol$

Para el argón, $N°moles = \frac{20{,}0\ g}{40{,}0\ g/mol} = 0{,}50\ mol$

Para el cloro gaseoso, $N°moles = \frac{20{,}0\ g}{71{,}0\ g/mol} = 0{,}28\ mol$

Luego, la suma total de moles = 1,37 mol.

Las fracciones molares de cada gas serán (ecuación 1):

$$X\ Cl_2 = \frac{0{,}28\ mol}{1{,}37\ mol} = \mathbf{0{,}204}$$

$$XNH_3 = \frac{0{,}59 mol}{1{,}37\ mol} = \mathbf{0{,}431}$$

$$X\ Ar = \frac{0{,}50\ mol}{1{,}37\ mol} = \mathbf{0{,}365}$$

Ahora aplicando la variación de la ley de Dalton (ecuación 2), se obtienen los valores de presión para cada uno de los gases en cuestión,

$$PCl2 = 0{,}204 . 5\ atm = 1{,}020 atm$$

$$PAr = 0{,}365 . 5\ atm = 1{,}825 atm$$

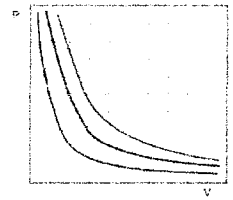
$$PNH3 = 0{,}431 . 5\ atm = 2{,}155 atm$$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Nota: La suma de las presiones parciales debe dar el valor de la presión total, es decir 5 atm en este caso.

26) En el laboratorio de química inorgánica un equipo de estudiantes trata de identificar una mezcla de 2 gases monoatómicos. La mezcla de Y y Z está en un recipiente de 10,0 dm^3, a una temperatura de 300 K, siendo sus fracciones equimolares. Sabiendo que el recipiente contiene 10 g del gas Y cuya presión es 1,23 atm y 2 g de Z. Calcular:
   a) Los moles y la presión del gas Z en el sistema
   b) Identificar a Z y a Y con sus símbolos.

27) Aplicando la Ley de Boyle se pueden graficar las isotermas de un gas. El gráfico muestra la relación entre la presión y el volumen de un gas a 3 temperaturas diferentes. En este gráfico la línea azul corresponde a la temperatura T1, la línea roja a la temperatura T2 y la línea verde a la temperatura T3. Ordenar las Temperaturas en forma creciente.



28) Se cuenta con una determinada cantidad de un gas, alojado en un recipiente de volumen variable (el recipiente posee un émbolo). Manteniendo la temperatura constante, se modificó el volumen y se registró la presión para cada volumen. Con los resultados obtenidos se construyó la siguiente Tabla

Volumen (Litros)	Presión (atm)
1	25,00

5	5,00
10	2,50
15	1,67
20	1,25

a) Realizar el gráfico P = f (V) a partir de los valores de la tabla. Indicar en el mismo el título de cada eje y sus correspondientes unidades.

b) ¿Se puede decir que el comportamiento del gas "cumple" con la ley de Boyle? Justificar.

c) ¿Cuál será la presión para un volumen de 2,5 litros? Justificar su respuesta.

29) El metano es un hidrocarburo, de la familia de los alcanos, cuya fórmula molecular es CH_4. Debido a su olor característico es que se lo utiliza en las redes domésticas de gas; el gas natural es inodoro, entonces al agregar gas metano, se facilita que los usuarios adviertan las fugas de gas.

Se tiene un recipiente de 500 mL lleno de gas metano, a 27°C, con condiciones atmosféricas normales.

a) ¿Cuántos moles del hidrocarburo hay presentes?

b) Si el recipiente fuera de 1 L y se lo llenara completamente, ¿cuántos moles de este gas estarían presentes?

c) Al prender el aire acondicionado, la temperatura de trabajo pasó a ser de 24°C, ¿Qué presión ejerce el gas contenido en el recipiente de 0,5 litros en estas nuevas condiciones? Discutir el resultado

30) En la fermentación alcohólica, proceso anaeróbico, se obtiene etanol (C_2H_5OH) a partir de hidratos de carbono, como la glucosa ($C_6H_{12}O_6$). El etanol liberado en forma de gas es utilizado en la elaboración de bebidas alcohólicas, como el vino y la cerveza. Si el gas liberado se encuentra en un volumen de 0,85 L a 25°C y 1,00 atm. Indicar:

a) ¿Cuántos moles de gas se liberaron?

b) ¿Cuál es el volumen del gas a la temperatura de fermentación de 38°C y 1,00 atm de presión?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

31) En la sección exploremos se encuentra un simulador de propiedades de los gases donde se puede observar cómo se comportan los mismos modificando ciertos parámetros (como presión, temperatura, volumen y masa). En la solapa de gases ideales adicionar 50 partículas pesadas a una temperatura de 341K a volumen constante y responder:

a) ¿Qué presión hay en esas condiciones?

b) ¿Qué sucede con la presión si se adicionan 50 partículas pesadas?

c) ¿Qué sucede con la presión si se enfría el sistema a 100K?

d) ¿Cómo es el movimiento de las partículas a la nueva temperatura?

e) ¿Qué sucede con la presión si aumenta el volumen?

32) El aire medicinal se usa comúnmente en la terapia respiratoria y/o en anestesia, como parte del flujo de gas inhalado para crear una oxigenación adecuada; este aire es una mezcla de oxígeno y nitrógeno molecular. Para su producción se tiene un tanque de 1m3 con oxígeno molecular a 25 °C y 4,94 atm., conectado por una válvula a un tanque general que mantiene su temperatura a 288 K y un volumen de 8000 dm3, este a su vez está conectado por otra válvula a un tanque que contiene 8,74 kg de Nitrógeno molecular a 95°F y 1497,2 torr. las válvulas se abren y se deja que todo el sistema llegue al equilibrio térmico del tanque general.

Determinar:

a) El volumen del segundo tanque

b) La presión final del equilibrio en el tanque general

c) La fracción molar de cada componente del aire medicinal

Respuestas de la guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 4

1) Tensiómetro. Considerando la equivalencia 760mmHg = 101300 Pa = 1013 HPa = 1atm

a) (0,24 atm - 0,18 atm); (23992 Pa - 18661 Pa)

b) (0,16 atm - 0,12 atm); (15995 Pa - 11996 Pa)

c) (0,20 atm - 0,11 atm); (19993 Pa - 10663 Pa)

2) Producción de NH_3: a) 773 K b) 152000 mmHg y 20265000 Pa

3) a) aumentará la presión del Helio a 2,54 atm; b) ahora la presión será 0,8 atm; c) la presión resultante es 1,27 atm

4) Recipiente hermético

- Falsa. El valor obtenido es de 673°C = 946 K (trabajando con grados Kelvin)

5) Nitrógeno molecular

- La temperatura aumenta hasta un valor de 636°C = 909 K

6) Gráfico

a) Incorrecta
b) Incorrecta
c) Correcta
d) Incorrecta

7) Volumen molar

a) 15,293 L/mol
b) 22,09 L /mol
c) 6,33 L/mol
d) 24,44 L/mol
e) 22,4 L/mol

8) a) $1,75.10^{22}$ átomos de Ar; b) 1,2 g; c) (0,71-0,73) atm

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

9) Resuelto en la guía de ejercicios y problemas

10) a) 61,9 L/mol; b) 3,75 mol; c) se trata del gas metano CH_4

11) a) 8,18 moles; b) 213 gramos

12) 14,7 L

13) Presión del N_2O: 1,00 atm

14) Resuelto en la guía de ejercicios y problemas

15) Gas triatómico: a) 48 g/mol; b) 2,28 g/l; c) O_3

16) Gas X_2: a) 28 g/mol; b) se trata del N_2

17) a) m He= 0,281g; m O_2 = 0,6 g; b) He = 0,87 atm y O_2 = 0,23 atm; c) 1,10 atm

18) a) B; b) A; c) C

19) p Rojo = 0,71 atm; p Amarillo = 0,57 atm; p Verde = 0,425 atm

20) Gas intestinal:

a) 0,31 atm= p N_2
b) 1,59 atm = p H_2
c) 0,053 atm = p CH_4
d) 0,046 atm = p CO_2
e) 0,027atm = p O_2

21) p N_2= 1,044 atm; p CO_2= 0,725 atm; p H_2S= 0,580 atm; p H_2= 0,551 atm

22) p O_2= 1,72 atm; p CO_2= 0,28 atm

23) a) p Ar= 11,88 atm; p H_2S= 15,00 atm; b) P total= 26,88 atm

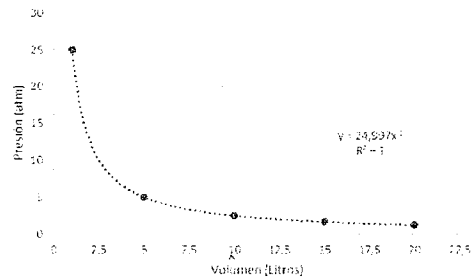
24) p O_2: 1,01 atm

25) Resuelto en la guía de ejercicios y problemas

26) Z= 0,5 mol; Pz= 1,23 atm; b) Y = Ne y Z= He

27) T1 < T2 < T3

28) a) Gráfico de Presión en función del Volumen del recipiente que contiene al gas:



b) El gas propuesto cumple con la ley de Boyle que establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen ocupado por el gas, cuando la temperatura es constante.

c) Para un volumen de 2,5 litros la presión será de 10 atm aproximadamente

29) a) 0,0203 moles; b) 0,0406 moles; c) 0,989 atm

30) a) 0,0348 moles de etanol; b) 0,89 L

31) a) 6-8 atm; b) Aumenta; c) Disminuye; d) Menor movimiento; e) Disminuye

32) a) 4002 L; b) 0,934 atm; c) 0,607 N_2 y 0,393 O_2

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de estudio N° 5

Unidad 5: Configuración electrónica y propiedades periódicas

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química.* Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo N° 7. Apartados: 7.1; 7.3; 7.4; 7.5, 7.6, 7.7, 7.8; y 7.9

Capítulo N° 8. Apartados: 8.1, 8.2, 8.3, 8.4 y 8.5

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. Según la teoría cuántica de Planck ¿Cómo absorben o emiten energía los átomos y moléculas?

2. ¿Qué es un cuanto? ¿Cómo se calcula la energía de un cuanto?

3. Según Bohr ¿cómo están distribuidos los electrones en el átomo? ¿Qué relación hay entre la órbita y la energía? ¿Qué sucede cuando un electrón pasa de una órbita a la otra?

4. ¿Por qué el electrón en el átomo de Bohr está circunscrito a girar en órbitas alrededor del núcleo a distancias fijas?

5. Dado que el electrón tiene propiedades ondulatorias, se dice que es imposible conocer con certeza el momento p (definido como la masa por la velocidad) y la posición de una partícula simultáneamente. ¿Cómo se llama ese principio y quién lo enunció? ¿Qué significado físico tiene el cuadrado de la función de onda, $\psi 2$?

6. En la teoría cuántica, ¿con qué concepto se sustituye el concepto de órbita de Bohr?

7. ¿Cuántos y cuáles son los números cuánticos? ¿Para qué se utilizan?

8. ¿Cuál es el número máximo de electrones que puede tener un orbital? Describe el orden de ocupación de los orbitales (regla de las diagonales).

9. ¿Qué entiendes por configuración electrónica (C.E.), configuración electrónica abreviada y configuración electrónica externa (C.E.E.)?

10. ¿Qué dice el principio de exclusión de Pauli? ¿qué implicancia tiene en la configuración electrónica (C.E)?

11. ¿Cuál es la configuración electrónica (C.E.) más estable en un subnivel?

12. ¿Cómo se clasifican los elementos en la tabla periódica de acuerdo con su configuración electrónica externa (C.E.E.), según donde se ubica el último electrón?

13. ¿Cuál es la principal característica de los grupos y los periodos de la tabla periódica?

14. ¿Qué son los electrones de valencia? ¿Qué relación tienen con la reactividad químicas?

15. Realice un esquema general de una tabla periódica (no se requieren detalles). Indicar, ¿dónde se localizan los metales, los no metales y los metaloides? Relacione las características y la ubicación de estos elementos antes mencionados con su C.E.

16. ¿Cuáles son las propiedades periódicas de los elementos de la tabla periódica? Define cada una de ellas e indique, ¿cómo varían según la posición de los elementos en la tabla?

17. ¿Cuál es el elemento con mayor afinidad electrónica? ¿Cuál es el elemento con mayor carácter metálico?

18. Mencionar tres características de los gases nobles (grupo 8A). Relacione estas características mencionadas con la C.E. y la regla de ocupación de los orbitales.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°5

Unidad 5: Configuración electrónica y propiedades periódicas

Ejercicios a desarrollar

1) Completar la siguiente tabla:

Nivel electrónico	subniveles	Orbitales	Número máximo de e- por subnivel	Número máximo de e- por nivel
1				
2	Subnivel s	1 orbital s	2	8
	Subnivel p	3 orbitales p	6	
3				
	Subnivel p			
			10	
4			2	
		5 orbitales d		

2) El oxígeno, el fósforo, el potasio y el zinc son elementos íntimamente relacionados con los procesos bioquímicos del cuerpo humano. Escribir la configuración electrónica (CE) detallada y en notación abreviada de gas noble, de cada uno de ellos.

3) a) Nombrar los gases nobles y escribir su CEE.

b) Teniendo en cuenta lo escrito en el ítem anterior explicar sus características químicas a través de la teoría del Octeto (teniendo en cuenta las excepciones de la misma).

4) La tabla periódica se puede dividir en bloques según el subnivel en que termine la configuración electrónica del elemento. Indicar si las siguientes afirmaciones son verdaderas y justificar:

a) El S y el Li son elementos del grupo A pero de diferentes bloques

b) El Tc es un elemento metálico de transición interna

c) El Na es un elemento representativo del bloque p

5) Sabiendo que la configuración electrónica del Cloro es [Ne] $3s^2$ $3p^5$ ¿a qué período y a qué grupo representativo pertenece este elemento? Justificar.

6) El aluminio es el elemento metálico más abundante; se encuentra presente en la corteza terrestre. Sus usos van desde carrocería para automóviles hasta envases para productos comestibles. Escribir la configuración electrónica, y la CEE de este metal ¿A qué grupo y período pertenece?

7) En la tabla se listan 8 elementos que cumplen un rol fundamental en la bioquímica celular. Nombrarlos, indicar (marcando con una cruz) a qué grupo de elementos pertenecen y escribir su configuración electrónica externa (CEE):

Número Atómico	Elemento	Metal alcalino	Metal alcalino térreo	Metal de transición	No Metal	CEE
8						
11						
26						
7						
16						
30						
12						
20						

8) A través de la CEE se puede determinar a qué grupo de la tabla periódica pertenece el elemento con el que estamos trabajando, sin usar la Tabla. Especificar el grupo en el que se encuentra cada uno de los siguientes elementos:

a) $[Ne]3s^1$,

b) $[Ne]3s^23p^3$,

c) $[Ne]3s^23p^6$,

d) $[Ar]4s^23d^8$.

9) Al suministrar una determinada cantidad de energía a un átomo cualquiera en estado fundamental (Eo), ésta es absorbida por el átomo de tal forma que el átomo pasa a un nuevo estado energético (E1) que llamamos excitado. Cuando el átomo vuelve a su estado fundamental, cede una cantidad de energía, emitiendo radiaciones a longitudes de onda determinadas, característica para cada elemento, que si pertenecen al "espectro visible" se traducen en un color distinto para cada uno de ellos.

En la sección exploremos se encuentra el recurso "cationes a la llama" donde se visualiza la exposición a la llama de determinados elementos. Unir con flechas el color característico correspondiente a cada elemento

Litio	amarillo
Estroncio	rojo
Calcio	verde brillante
Sodio	Rojo carmín
Boro	rojo ladrillo

10) Determinar a qué elemento pertenece cada configuración electrónica y escribir su CE utilizando la nomenclatura abreviada de gas noble.

a) $1s^22s^22p^63s^1$

b) $1s^22s^22p^63s^2$

c) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^{10}$ $4p^6$ $5s^1$

d) $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$

e) $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^6$ $4s^2$ $3d^2$

11) a) El Na° tiene una configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ Escribir la configuración electrónica abreviada de gas noble. ¿Qué configuración electrónica tendrá el catión Na^+? ¿qué se puede decir de la estabilidad de este catión respecto de la del átomo neutro?
b) El Cl° tiene una configuración electrónica $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$, Escribir la configuración electrónica abreviada de gas noble. ¿Qué configuración electrónica tendrá el anión Cl^-? ¿Qué se puede decir de la estabilidad de este anión respecto de la del átomo neutro?

12) Escribir la CE del Neón y la del ion Mg^{2+} ¿se trata de especies isoelectrónicas? ¿por qué?

13) Los iones Na^+; Mg^{2+}; Cl^-; Ca^{2+}; Fe^{2+} y Cu^{2+} tienen una función importante en los procesos bioquímicos del cuerpo humano. Explicar por qué estos elementos se presentan como iones y escribir la configuración electrónica de los mismos utilizando la notación de gas noble.

14) Agrupar las siguientes configuraciones electrónicas en parejas que representen elementos con propiedades químicas semejantes y detallar dichas propiedades:

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
b) $1s^2 2s^2 2p^3$
c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
d) $1s^2 2s^2$
e) $1s^2 2s^2 2p^6$
f) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$

15) Escribir el símbolo y la configuración electrónica del elemento ubicado en grupo 2 y período 4 de la tabla periódica e indicar cuál es ion más estable que formarán los átomos de este elemento.

Análisis y Estrategia:

Se debe tener en cuenta cómo se organizan los elementos en la tabla periódica y cómo se llenan los orbitales para cada elemento. Para establecer cuál será el ion más estable que se forme habrá que considerar la teoría del octeto y ver cuál es el gas noble más próximo en la tabla.

Resolución:

El grupo 2 (o II A) es el grupo de los metales alcalino-térreos. El elemento que está en el período 4 (en este caso particular, es el 3er elemento de la columna) **es el calcio**, cuyo símbolo es **Ca**. El calcio posee un número atómico Z= 20 por lo tanto, el átomo neutro tiene 20 electrones. Su configuración electrónica es:

CE (Ca): 1s2, 2s2, 2p6, 3s2, 3p6, 4s2

Nota: El enunciado no pide que indiquemos ningún isótopo en especial del Calcio, solo el símbolo. Si nos pidieran que escribamos el símbolo del isótopo más abundante de ese elemento, tendríamos que fijarnos el peso atómico indicado en la tabla y ese valor llevado a número entero es A=40. En ese caso deberíamos escribir ^{40}Ca.

Para saber cuál es el ion más estable de este elemento se debe considerar la **Regla del octeto: todos los elementos tienden a parecerse al gas noble más cercano, y la mayoría lo logra quedando con 8 electrones en la última órbita o nivel.**

El Ca tiene 2 e- en el último nivel ($4s^2$), por lo tanto, para llegar a 8 e- en este nivel 4 necesitaría adicionar 6 e- más (¡es mucho!). Pero si en cambio pierde los 2 e- del subnivel 4s, se queda con 8 e- en el 3er nivel (qué ahora sería el último)

Entonces el ion más estable resultará de la pérdida de los 2 e- del subnivel s: **Ca^{2+} que tiene la misma configuración electrónica que el Ar (gas noble más cercano en la tabla)**

16) Para las siguientes configuraciones electrónicas, indicar de qué elemento se trata, y postular el ión más probable.

a) $[Ar]4s^1$

b) $[Ne]\ 3s^2\ 3p^1$

c) $[Ar]4s^23d^{10}\ 4p^4$

d) $[Kr]5s^2$.

17) El Tecnecio-99m (^{99m}Tc) es el radioisótopo más utilizado en medicina nuclear. Su uso en diagnóstico permite visualizar imágenes de estructuras anatómicas y brindar información sobre distintas funciones orgánicas. Este isótopo surge de la desintegración del elemento "X" con CEE $[Kr]\ 4d^5\ 5s^1$ con emisión de partículas β (ecuación A), a su vez el ^{99m} Tc emite radiación gamma formando al Tc fundamental (ecuación B).

$$ecuación\ A \qquad {}^{99}_{\cdot}X \rightarrow \beta + {}^{99m}_{\cdot}Tc$$

$$ecuación\ B \qquad {}^{99m}_{43}Tc \rightarrow \gamma + {}^{99}_{43}Tc$$

Indicar:

a) el elemento que representa la X

b) la cantidad de átomos contenidos en 0,25 g de Tc fundamental

18) Agrupar las siguientes especies en parejas isoelectrónicas: Zn; Na^+; Sr^{2+}; Ne; Br^-; S^{2-}; K^+; As^{3+}

19) Un átomo del elemento X forma un anión divalente que resulta isoelectrónico con el Ca^{2+}.

a) Escribir la CEE de X.

b) Ordenar según radios atómicos crecientes los elementos X, Ca y $_{34}$Q.

Análisis y Estrategia:

Los conceptos de elementos isoelectrónicos y formación de iones, el uso de la regla de las diagonales para determinar la CE y el conocimiento de cómo varían las propiedades periódicas en la tabla periódica van a permitir resolver el ejercicio.

Resolución:

a) El enunciado dice que X forma un anión divalente. El anión divalente que forma el elemento X es isoelectrónico con el Ca^{2+}, por lo tanto, tenemos que ver cuántos electrones tiene el Ca^{2+} La tabla periódica nos dice que el Ca tiene 20 e-, entonces el Ca^{2+} tiene 18 e- porque perdió 2 y como X^{2-} es isoelectrónico con el Ca^{2+}, entonces **X^{2-} tendrá 18 e-.**

Pero X^{2-} se formó porque X adquirió 2 e-, entonces podemos decir que el **átomo X neutro tiene 16 e-. ¿Quién es X?** Si el átomo neutro tiene 16 e-, entonces debe tener 16 protones (Z=16). **X es Azufre (S)**

Usando ahora la regla de las diagonales, la CE de X es: $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, $3s^2$, $3p^4$. El ejercicio pide la CCE, entonces la respuesta es **CEE: 3s2, 3p4**

b) Para resolver esta parte del ejercicio, primero con ayuda de la tabla periódica, hay que identificar a 16X; a 34Q y ubicar al Ca.

$_{16}$X = indica que X tiene 16 protones, por lo tanto, es **S** (como ya habíamos visto en la parte a) del ejercicio). De la tabla sacamos que el azufre **pertenece a Período 3** y **Grupo VI A**

$_{34}$Q = indica que Q tiene 34 protones, por lo tanto, **es Se (selenio).** De la tabla sacamos que el selenio **pertenece a Período 4** y **Grupo VI A.**

Ca, ya nos lo dan como dato en el enunciado. De la tabla sacamos que el calcio; pertenece a **Período 4** y **Grupo II A.**

3er período			S
4to período	Ca		Se

Aún sin la tabla, con la configuración electrónica de estos 3 elementos se puede saber grupo y período de los mismos.

Para poder comparar los radios atómicos, con un esquema como este y recordando cómo aumenta el radio atómico:

El S y el Se pertenecen al mismo grupo. Como el Se está más abajo en la tabla entonces tiene más capas con electrones, por lo que su radio es más grande, es decir, **r Se > r S.**

El Ca y el Se pertenecen al mismo período. Como Se está ubicado más a la derecha entonces tiene más carga nuclear que atrae más a los e- y por lo tanto el radio resulta menor que el del calcio, es decir, **r Se < r Ca.**
Ahora falta ordenar los radios atómicos en forma creciente (creciente es de menor a mayor). Entonces, **r S < r Se < r Ca.**
¡Cuidado! El ejercicio pide ordenar los elementos Z, Ca y ^{34}X, entonces la respuesta correcta es: **X < $_{34}$Q < Ca.**

20) Los elementos L y M pertenecen al tercer período, y juntos forman un compuesto iónico (en este caso, una sal binaria) cuya fórmula empírica es ML. Este compuesto disuelto en agua en una proporción de 9 g por litro constituye lo que se conoce como "solución fisiológica". Además, se sabe que M es un metal alcalino.
   a) Identificar con su símbolo al anión que forma L.
   b) Indicar el símbolo del átomo de M y su CEE
   c) Escribir el símbolo de un catión divalente isoelectrónico con el anión que forma L.
   d) Se tienen los dos datos de dos energías de ionización: 3822 KJ/mol y 496 KJ/mol. Indicar cuál de estos dos valores pertenece al elemento M y cuál al L.

21) El cloruro de magnesio es una sal que comúnmente se utiliza como suplemento de magnesio en dietas para deportistas y embarazadas, para prevenir calambres musculares. Su fórmula molecular es $MgCl_2$. y se forma por unión de un catión Mg^{2+} y dos iones Cl^-. Calcular el cambio de energía en el siguiente proceso

$$Mg(g) + 2Cl(g) \rightarrow Mg^{2+}(g) + 2Cl^-(g)$$

   Datos: 1° Energía de Ionización (EI) del Mg = 738 KJ/mol; Afinidad Electrónica (AE) del Cl = 349 KJ/mol; 2° E.I. del Mg = 1151 KJ/mol

22) El hierro, el cobalto y el magnesio se unen a unas estructuras orgánicas llamadas porfirinas que tienen diversas funciones en los organismos vivos.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

El Hierro es una parte esencial de la hemoglobina: el pigmento rojo de la sangre que transporta el oxígeno a los tejidos. El Magnesio es parte fundamental de la Clorofila, pigmento responsable de la absorción de la luz solar por los organismos fotosintéticos; y el cobalto forma parte de la cianocobalamina, conocida comúnmente como vitamina B12. Estos elementos, para poder unirse a las porfirinas deben tener un radio atómico adecuado. ¿Cuál de estos tres elementos es el que tiene mayor radio atómico y cuál el que tiene el menor?

23) Ordenar los siguientes elementos en orden creciente de la Afinidad electrónica: Mg, Cu, F, C.

24) Ordenar los siguientes elementos en orden decreciente de energía de ionización: Ca, Fe, Se, S.

25) A un estudiante de bioquímica le llega al laboratorio una molécula para analizar. Se sabe que la molécula está formada por un átomo de un metal (X) y un átomo de un no metal (T) y que en total en la molécula hay 36 protones. Como información adicional se sabe que X forma un catión divalente isoelectrónico con el tercer gas noble.
   a) Identificar con su símbolo al catión que forma X y escribir su CEE.
   b) Indicar el símbolo de T y el grupo al que pertenece.
   c) Escribir la fórmula química del compuesto formado por catión divalente de X con el anión monovalente que del elemento del grupo ŸIIA y periodo 4.

26) El magnesio es un mineral esencial, actúa como cofactor para numerosas enzimas. Está involucrado en muchas vías fisiológicas, incluida la producción de energía y la síntesis de proteínas y ácidos nucleicos. Su EI 1 es 738 kJ/ mol y su EI 2 es1451 kJ / mol.
¿Cuánta energía debe ser absorbida por 1 g de magnesio para que todos ellos sean cationes Mg^{2+}?

27) Los elementos Se, Zn, Cu, F y Mg son micronutrientes esenciales que deben incorporarse a la dieta en pequeñas cantidades para asegurar las funciones orgánicas.
   a) Identificar el elemento que puede formar un anión divalente e indicar su CEE.
   b) Identificar el elemento que forma un anión monovalente, e indicar si la energía liberada

en ese proceso es mayor o menor que cuando se forma el anión Br^-

c) Indicar la CE del Zn y postular el o los iones más probables.

d) Indicar en qué proceso se necesita entregar más energía, cuando se forma el catión Mg^{2+} o cuando se forma el catión Zn^{2+}

Análisis y Estrategia:

Los conceptos de elementos isoelectrónicos y formación de iones, el uso de la regla de las diagonales para determinar la CE y el conocimiento de cómo varían las propiedades periódicas en la tabla periódica van a permitir resolver el ejercicio.

Resolución:

a) El enunciado pide indicar qué elemento puede formar un anión divalente. Para poder responder eso se debe ubicar cada elemento en la tabla periódica y ver a qué grupo pertenece cada uno de ellos.

El Se pertenece al grupo 16 ó VI A

El Zn pertenece al grupo 12 (elemento de transición)

El Cu pertenece al grupo 11 (elemento de transición)

El F pertenece al grupo 17 ó VIIA

El Mg pertenece al grupo IIA

Por lo tanto, el único que va a tender a formar un anión divalente, para tener la CE del gas noble más cercano **es el Selenio. Su CCE es $4s^2$, $4p^4$ y si gana 2 e- pasa a tener la CE del Kr.**

b) Con el mismo razonamiento del ítem anterior, se puede decir que el elemento que formará un anión monovalente **es el flúor.** El flúor pertenece al período 2 y grupo 17, por lo que **tiene una alta afinidad electrónica**. Esto significa, que cuando el flúor toma un electrón para formar el anión F^- se libera una gran cantidad de energía: $F + 1\ e^- \longrightarrow F^- + Energía$

Cuando este proceso se da con el elemento Br, la energía liberada es menor, pues

el Br está en el período 4, y la afinidad electrónica disminuye a medida que aumenta el período. Por lo tanto, **la energía liberada cuando se forma el anión F^- es mayor que cuando se forma el anión Br^-.**

c) El Zn tiene 30 electrones, y pertenece al grupo 12 (elemento de transición), por lo que **su CE será [Ar] $3d^{10}$, $4s^2$**

Como todos los metales de transición tienden a liberar los e- del subnivel s y formar cationes. **En este caso el ion más probable para el Zn es Zn^{2+}**

d) Para responder este ítem hay que recordar la definición de energía de ionización. La energía de ionización es la energía necesaria para arrancar un e- a un átomo. A su vez, la energía de la 2° ionización es mayor que la energía de la 1° ionización. Por lo tanto, para lograr arrancar dos e- tanto del átomo de Zn como del átomo de Mg hay que entregar mucha energía.

$Mg + Energía\ 1°ionización + Energía\ de\ 2°\ ionización \longrightarrow Mg^{2+} + 2\ e^-$

$Zn + Energía\ 1°\ ionización + Energía\ de\ 2°\ ionización \longrightarrow Zn^{2+} + 2\ e^-$

Ahora, ¿en cuál de los dos procesos se necesita más energía?

Para responder eso hay que recordar cómo varía la energía de ionización a lo largo de la tabla periódica: la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha y de abajo hacia arriba. Por lo tanto, como el Mg está en período 3 y grupo IIA y el Zn en el período 4 y grupo 12, la energía de ionización del Zn será mayor que la energía de ionización del Mg. Entonces **habrá que entregar más energía para formar el Zn^{2+} que para formar el Mg^{2+}.**

Respuestas de la guía de ejercicios y problemas de la Clase 5

1) El cuadro completo es:

Nivel electrónico	Subniveles	Orbitales	Número máximo de e^- por subnivel	Número máximo de e^- por nivel
1	subnivel s	1 orbital s	2	2
2	subnivel s	1 orbital s	2	8
	subnivel p	3 orbitales p	6	
3	subnivel s	1 orbital s	2	18
	subnivel p	3 orbitales p	6	
	subnivel d	5 orbitales d	10	
4	subnivel s	1 orbital s	2	32
	subnivel p	3 orbitales p	6	
	subnivel d	5 orbitales d	10	
	subnivel f	7 orbitales f	14	

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

2) Las CE son:
O: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ ó [He] $2s^2\ 2p^4$
P: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ ó [Ne] $3s^2\ 3p^3$
K: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ ó [Ar] $4s^1$
Zn: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}\ 4s^2$ ó [Ar] $3d^{10}\ 4s^2$

3) Helio, Neon, Argon, Kripton, Xenon, Radon.
La CEE de todos los gases nobles es $ns^2\ np^6$ excepto el helio que es s^2. Todos tienen 8 electrones en su CEE, eso les da una gran estabilidad (teoría del octeto) y por lo tanto tienen poca tendencia a reaccionar con otros elementos.

4) a) Ambos elementos son del grupo A o representativos pero son de diferentes bloques como se puede deducir de su configuración electrónica CEE S: 3s2 3p4 , CEE Li: $2s^1$
b) Los elementos de transición interna son aquellos cuya configuración electrónica termina en f. El Tc es un elemento metálico de transición porque su configuración electrónica termina en d. (CEE: 4d6 $5s^1$)
c) El Na es un elemento representativo del bloque s (CEE: $3s^1$)

5) Período 3: pues tienen electrones distribuidos en los 3 primeros niveles de energía.
Grupo VII A: pues tiene 7 electrones en la última capa.

6) [Ne] $3s^2\ 3p^1$ Grupo:13 ó III A Período: 3

7) Cuadro completo:

Número Atómico	**Elemento**	**Metal alcalino**	**Metal alcalino térreo**	**Metal de transición**	**No Metal**	**CEE**
8	Oxígeno				X	$2s^2\ 2p^4$

11	Sodio	X				$3s^1$
26	Hierro			X		$3d^6\ 4s^2$
7	Nitrógeno				X	$2s^2\ 2p^3$
16	Azufre				X	$3s^2\ 3p^4$
30	Zinc			X		$3d^{10}\ 4s^2$
12	Magnesio		X			$3s^2$
20	Calcio		X			$4s^2$

8) El grupo al que pertenecen depende de la CEE, esto es del último subnivel electrónico en el que hay electrones:

a) $[Ne]3s^1$ Pertenece al grupo I A (metal alcalino)

b) $[Ne]3s^23p^3$ Pertenece al grupo VA (no metal) ó grupo 15

c) $[Ne]3s^23p^6$ Pertenece al grupo VIII A (gas noble) ó grupo 18

d) $[Ar]4s^23d^8$ Pertenece al grupo 10 (elemento de transición)

9) Litio-Rojo carmín
Estroncio-rojo
Calcio-rojo ladrillo
Boro-verde brillante
Sodio-amarillo

10) a) Na CE = $[Ne]\ 3s^1$
b) Mg CE = $[Ne]\ 3s^2$
c) Rb CE = $[Kr]5s^1$
d) F CE = $[He]\ 2s^22p^5$
e) Ti CE = $[Ar]\ 3d^24s^2$

11) a) Na: $[Ne]\ 3s^1$ Na^+: [Ne]

El catión tiene más estabilidad que el átomo neutro, pues el Na^+ tiene la misma configuración que el gas noble más cercano.

b) Cl: $[Ne]\ 3s^2\ 3p^5$ Cl^-: $[Ne]\ 3s^2\ 3p^6 = [Ar]$

El anión tiene más estabilidad que el átomo neutro, pues el Cl^- tiene la misma configuración que el gas noble más cercano.

12) Ne: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ Mg^{2+}: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

Son isoelectrónicos, pues tienen la misma cantidad de electrones alrededor del núcleo.

13) Las CE son:

a) Na^+ CE = [Ne]
b) Mg^{2+} CE = [Ne]
c) Cl^- CE = [Ar]
d) Ca^{2+} CE = [Ar]
e) Fe^{2+} CE = $[Ar]\ 3d^6$
f) Cu^{2+} CE = $[Ar]\ 3d^9$

14) a y d; b y f; c y e

15) Resuelto en la guía de problemas

16) a) K; K^+
b) Al; Al^{3+}
c) Se; Se^{2-}
d) Sr; Sr^{2+}

17) a) ^{99}Mo b) $1{,}52 \times 10^{21}$ átomos de ^{99}Tc

18) Las parejas isoelectrónicas son:
Na^+ y Ne (tienen 10 electrones)
Sr^{2+} y Br^- (tienen 36 electrones)
S^{2-} y K^+ (tienen 18 electrones)
Zn y As^{3+} (tienen 30 electrones)

19) Resuelto en la guía de ejercicios.

20) a) Cl^-

b) Na y su CEE : $3s^1$

c) Ca^{2+}

d) Energía de ionización de M (Na) es 496 KJ/mol y la de L (Cl) es 3822 KJ/mol

21) La energía que se necesita aportar es 1191 KJ/mol.

22) El Mg tiene el mayor radio atómico y el Co el menor radio.

23) Mg<Cu<C<F

24) S>Se>Fe>Ca

25) a) Ca^{2+} CEE:$3s^2\ 3p^6$;

b) Azufre Grupo: VIA ó 16

c) $CaBr_2$

26) 91,21 kJ

27) Resuelto en la guía de ejercicios

Guía de estudio N° 6

Unidad 6: Enlace químico

Clase 6: Estructura del enlace químico

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N°9 . **Apartados:** 9.1;9.2;9.3;9.4;9.5;9.6;9.7;9.8;9.9;9.10

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. ¿Qué es un símbolo de puntos de Lewis? ¿A qué elementos se aplica principalmente?
2. ¿Qué se conoce por regla del octeto? ¿Todos los compuestos la cumplen? Si la respuesta es negativa, dar ejemplos de distintos tipos de excepciones.
3. ¿En qué se basa el enlace iónico y el enlace covalente? Dar un ejemplo de cada una
4. ¿Qué propiedades tienen las sustancias en las que predominan los enlaces iónicos, y cuáles en los que predominan los covalentes?
5. ¿Cómo se explica la solubilidad de compuestos iónicos en agua?
6. ¿Por qué tanto la energía de ionización y la afinidad electrónica, determinan que los

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

elementos se combinen entre sí para formar compuestos iónicos? ¿En qué se diferencian estos conceptos?

7. ¿Qué es la energía reticular y cómo influye en la estabilidad de los compuestos iónicos?
8. ¿Qué es un enlace covalente coordinado? ¿En qué se diferencia de un enlace covalente simple?
9. Definir el concepto de Electronegatividad. ¿Cómo puede verse modificada la electronegatividad de los elementos según su posición en la Tabla Periódica?
10. ¿Qué se entiende por estado de oxidación? ¿Cómo se determina y se lo representa?
11. Explicar la polaridad de enlace y el momento dipolar de enlace
12. ¿Qué se entiende por carga formal? Representar una separación real de cargas
13. ¿Cómo explicarías el concepto de resonancia y estructura de resonancia? ¿Cuáles son las reglas para escribir las estructuras de resonancia? Dar un ejemplo.

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 6

Unidad 6: Enlace químico

Clase 6: Estructura del enlace químico

Ejercicios a desarrollar

1) A fin de estudiar la cantidad de electrones de valencia presentes en diferentes compuestos, les proponemos resolver los siguientes ítems:

a) En cada caso, ¿cuántos electrones de valencia corresponden a cada átomo?

b) En cada caso completar con la cantidad de electrones de valencia totales:

I) $CaCl_2$	
II) $NaNO_3$	
III) H_2SO_4	
IV) NO_2	
V) NO	

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

2) Escribir las estructuras de Lewis para los siguientes iones y átomos: a) I, b) I^-, c) S, d) S^{2-}, e) P, f) P^{3-}, g) Mg, h) Mg^{2+}, i) Na, j) Na^+ k) K^+.

3) El dato de la electronegatividad de los elementos permite estudiar la polaridad de algunas moléculas. Ordenar los siguientes conjuntos de elementos según su electronegatividad creciente. Justificar la respuesta considerando la ubicación de los elementos en la tabla periódica.

a) Br; F; I; Cl.

b) Si; Mg; S; P.

c) Al; O; K; C.

4) En la sección exploremos se encuentra el ítem "Enlace covalente y enlace iónico" donde se desarrollan los fundamentos de las uniones iónicas y covalentes. Dadas las siguientes características clasificarlas si pertenecen a unión iónica o covalente.

1. Se transfieren electrones
2. Forma un orbital molecular
3. Dos átomos comparten electrones
4. Baja temperatura de fusión y ebullición
5. Se produce un intercambio de electrones
6. Se forma con átomos con 1, 2 o 3 electrones en el último nivel de energía
7. Diferencia de electronegatividad baja
8. Alta diferencia de electronegatividad

5) Dadas las fórmulas de los siguientes compuestos: i) H_2O ii) CaF_2 iii) NH_3 iv) H_2S v) N_2H_4,

a) Escribir sus estructuras de Lewis.

b) Indicar en cada caso si se trata de un compuesto con unión iónica o covalente.

c) De los dos grupos anteriores, ¿cuál tiene mayor solubilidad en agua? ¿Por qué?

6) La concentración de ion cloruro (Cl^-) es uno de los indicadores más importantes en la medición de la contaminación de aguas, dado que muestra la acción del hombre sobre este fluido. Dos de los compuestos binarios más comunes formados por dicho ion son el NaCl y el HCl.

a) Nombrar ambos compuestos.

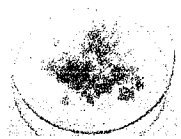
b) Dibujar las estructuras de Lewis para estos dos compuestos.

c) ¿Qué tipo de enlace se da en el NaCl? ¿Y en el HCl?

d) Clasificar los compuestos NaCl y HCl de acuerdo con su naturaleza química.

7) En un libro de química se encuentran los valores correspondientes a distintas propiedades:

- Tricloruro de arsénico: líquido aceitoso; densidad a 20°C = 2,163 g/mL; punto de fusión - 8,5°C; punto de ebullición 63°C; se descompone en contacto con el agua; soluble en alcohol y en éter.
- Cloruro de manganeso (II): cristales cúbicos color rosa claro, delicuescentes; punto de ebullición 1190°C; solùbilidad 72,3 g/100 mL H_2O a 25°C y 123,8 g/100 mL H_2O a 100°C.



a) Escribir las fórmulas químicas de cada compuesto.

b) Indicar el tipo de unión química presente. Justificar la respuesta

c) Justificar las diferencias que presentan en los valores de las propiedades informadas.

8) Algunos hidróxidos (-OH) son utilizados para la preparación de jabones, mediante un proceso llamado saponificación.

a) Dibujar la estructura de Lewis de los siguientes hidróxidos:

i. NaOH

ii. $Ca(OH)_2$

iii. $Fe(OH)_3$

b) Clasificar estos compuestos según la unión química presente. ¿Qué propiedades presentan estos compuestos?

c) Nombrar los compuestos.

9) En la mesada del laboratorio se encuentran 4 frascos rotulados: DE, DG, EG y DF. Sabiendo que D, E, F y G son átomos que forman enlaces covalentes entre sí y que cuyas electronegatividades son: D = 3,8; E = 3,3; F = 2,8 y G = 1,3.

Ordenar estas moléculas de acuerdo a la polaridad creciente del enlace,

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

En los ejercicios en los que se pide la polaridad de un enlace covalente es imprescindible recordar que la polaridad aumenta cuando aumenta la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados. Por lo general, se conocen los

elementos que componen la unión y se busca en la tabla periódica la electronegatividad de cada uno de ellos y se calcula la diferencia de electronegatividades. Mientras mayor sea dicha diferencia, mayor resultará ser la polaridad del enlace.

Resolución:

En el caso particular de este ejercicio, no se sabe qué elementos se enlazan, sino que aparecen letras que reemplazan los símbolos de los elementos. De cada uno de ellos se tiene el dato de la electronegatividad (EN su sigla), y por lo tanto se ahorra el paso de buscar en la tabla periódica la electronegatividad de cada uno de ellos. Por lo tanto, sólo se deben restar las electronegatividades correspondientes a cada uno. La resolución se resume en la siguiente tabla:

	DE	DG	EG	DF
EN más alta	3,8	3,8	3,3	3,8
EN más baja	3,3	1,3	1,3	2,8
Diferencia de EN	0,5	2,5	2,0	1,0

Por lo tanto, el orden de electronegatividad (EN) creciente es: DE<DF<EG<DG.

10) Se tiene una serie de frascos que contienen, cada uno de ellos, un compuesto binario resultado de la combinación de los siguientes pares de átomos: i. B y F, ii. K y Br. iii. Al y O. iv. Mg y F.

a) Establecer para cada caso si el compuesto es iónico o covalente.

b) ¿Alguno de los compuestos no cumple la regla del octeto?

c) Dibujar las estructuras de Lewis en cada caso.

d) Nombrarlos y escribir la fórmula empírica de cada compuesto.

e) Indicar cuál de los compuestos iónicos tiene mayor carácter iónico.

11) Dados las siguientes series de pares de enlaces covalentes, ordenarlos según su polaridad creciente:

a) F-H; H-H; N-H; O-Cl.

b) C-O; Cl-Cl; B-H; N-O.

12) Los nitratos (NO_3^-) suelen utilizarse como conservantes en fiambres y quesos ya que previenen la contaminación bacteriana. Dos de las sustancias más comunes que contienen el ion nitrato son el ácido nítrico HNO_3 y el nitrato de sodio $NaNO_3$. Para ambos:

a) Dibujar las estructuras de Lewis.

b) ¿Qué tipo de enlace se da entre el anión nitrato y el catión sodio? ¿y entre el anión nitrato y el hidrógeno?

c) ¿Qué tipo de compuesto son el $NaNO_3$ y el HNO_3?

d) ¿Cuál de estos 2 compuestos resulta más soluble en agua?

13) Las amalgamas son un tipo particular de soluciones sólidas, algunas de ellas se usaban como material de restauración en odontología para el tratamiento de las caries. Estas soluciones, más específicamente aleaciones, están conformadas por lo general por 2 elementos: El más usado es el elemento "A" con CEE= [Xe] 4f14 5d10 6s2, junto con un elemento "B" que tiene un Z=30. Para su producción se usa un elemento "C" con CEE [Ne] $3s^2$ $3p^5$. determinar

a) a qué elementos representan las letras "A", "B" y "C".

b) el tipo de enlace que formarían A con B, B con C y A con C.

c) Para A, B y C el tipo de elemento (metal, no metal, metaloide) según su CEE.

14) El grupo sulfato (SO_4^{2-}) forma parte de numerosos reactivos empleados en la industria. Dos de las formas más comunes en las que se encuentran son: ácido sulfúrico (H_2SO_4) y sulfato de sodio (Na_2SO_4). El primer caso es utilizado en general como ácido fuerte en el laboratorio y el segundo caso es uno de los principales compuestos en la preparación de vidrios; también se lo usa como aditivo en la preparación de detergentes.

a) Dibujar las estructuras de Lewis para estos dos compuestos.

b) ¿Qué tipo de enlace se da entre el sulfato y el sodio? ¿y entre el sulfato y el hidrógeno?

c) ¿Qué tipo de compuesto son el sulfato de sodio y el ácido sulfúrico?

15) Numerosos oxoácidos y oxosales son utilizados ampliamente en la industria, en particular se destaca su utilización en la síntesis de fertilizantes.

a) Dibujar la fórmula de Lewis de los siguientes oxoácidos u oxosales:

i. $MgSO_4$

ii. HNO_2

iii. NaClO

iv. H_2SO_3

b) Clasificarlos en oxoácidos u oxosales.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

c) Clasificarlos en iónicos o covalentes. ¿En qué te basaste para dar la respuesta?

16) Las uniones químicas permiten que las moléculas se agrupen entre si dando lugar a sustancias puras simples y compuestas. Y conocer la naturaleza de los enlaces químicos proporciona herramientas para formar y separar sustancias. Representar la transferencia de electrones entre los siguientes pares de átomos para formar iones estables.

a) K y Br.

b) Mg y Cl.

c) Ca y O.

d) Al y F.

17) El Óxido Nitroso (N_2O), también conocido como "el gas de la risa," es un gas que, combinado con el oxígeno a veces se usa en tratamientos dentales para disminuir la ansiedad ya que produce sensaciones placenteras que pueden ayudar al paciente a relajarse. Es sabido que dicho compuesto forma estructuras resonantes. Dibujar dichas estructuras y calcular las respectivas cargas formales. En base a ello, decidir cuál de las estructuras es la más estable.

18) Leyendo la bibliografía correspondiente para la clase de química, se encontraron con diferentes compuestos que no conocían. Nombrar los compuestos, determinar si sus enlaces son de naturaleza iónica o covalente y escribir la fórmula de Lewis para cada caso.

a) FeS

b) $AsCl_3$

c) BeF_2

d) CCl_4

19) Los haluros de hidrógeno (HX) se utilizan en general como refrigerantes. ya que actúan como agentes de enfriamiento. Algunos de los más comunes son HF, HCl, HBr y HI.

a) Indicar la densidad de carga positiva o negativa sobre los átomos enlazados, teniendo en cuenta la electronegatividad de los mismos.

b) Representar en cada caso al vector del dipolo de enlace.

c) Ordenar las moléculas en orden de polaridad creciente de su enlace.

20) Una de las propiedades fundamentales de los compuestos sólidos es la temperatura de fusión. En el caso de compuestos iónicos, el conocimiento de la energía reticular de los mismos permite predecir el comportamiento de la temperatura de fusión. Sin embargo, la energía reticular no es posible medirla directamente, pero puede estimarse la diferencia entre algunos compuestos según las fórmulas moleculares de los mismos. Se tienen los siguientes pares de compuestos: i) KCl y MgO; ii) LiF y LiBr.

a) En cada caso, decidir cuál de ellos presenta mayor energía reticular. ¿Por qué?

b) En cada par, indicar cuál de ellos presenta mayor punto de fusión. Justificar

21) Los compuestos de boro son muy utilizados en detergentes debido a que aumentan su efectividad en la remoción de muchas de las manchas de origen natural. Una de sus formas

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

más comunes es el ácido bórico (H_3BO_3). Dicho compuesto, ¿cumple con la regla del octeto? En caso de respuesta negativa, indicar qué átomo no la cumple. Dibujar su estructura de Lewis.

22) El hexafluoruro de azufre (SF_6) es uno de los gases causantes del efecto invernadero, debido a su amplia utilización en la aislación de centrales eléctricas. Una particularidad de este compuesto es que no cumple con la regla del octeto.

a) Dibujar su estructura de Lewis.

b) Justificar por qué no cumple con dicha regla.

c) ¿Qué tipo de unión se establece entre el átomo de azufre y los átomos de flúor? Justificar.

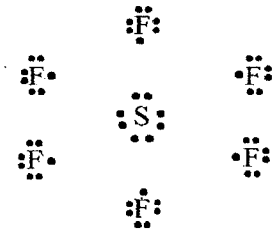
Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

Primero, se debe analizar qué tipo de elementos participan en la unión. En caso de ser todos no metales, se plantean las uniones covalentes y, en cambio, si hay algún metal, se opta por la unión iónica. A partir de ello se deben contar los electrones de valencia de cada uno de los átomos presentes en la molécula. Para ello, se buscan las configuraciones electrónicas de cada uno de ellos. Luego, se debe escribir la estructura básica del compuesto, es decir, acomodar cómo se unirán los átomos. En este paso, en general, el átomo menos electronegativo será el átomo central. El paso siguiente es completar los símbolos de puntos de Lewis para cada uno de los átomos (recordar que cada punto indica un electrón de valencia). Con ello, si las uniones fuesen covalentes, se enlaza con un enlace simple el átomo central a cada uno de los átomos que lo rodean. Una vez que se realizan dichos enlaces, se busca comprobar si todos los átomos cumplen la regla del octeto. En este punto hay varios posibles caminos a seguir. En caso de cumplir la regla del octeto todos los átomos de la molécula el

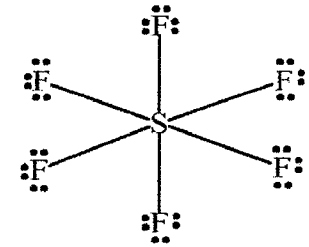
ejercicio está resuelto. Si hay algunos átomos que cumplen y otros que no, se realizan los enlaces múltiples correspondientes entre los átomos en conflicto hasta que todos los átomos cumplan la regla del octeto. Un último caso se da cuando una vez que se realizan los enlaces simples, todos los átomos cumplen la regla del octeto y hay uno sólo que no cumple. Este último caso, es un caso de excepción a la regla del octeto y el ejercicio ya está resuelto en ese punto.

Resolución:

Al observar los elementos que participan en la unión (S y F), podemos observar que se trata de 2 no metales, por ende, habrá uniones covalentes. Se realizan las configuraciones electrónicas externas: para el S $3s^2 3p^4$ y el F $2s^2 2sp^5$. El S tiene 6 electrones de valencia, mientras que el flúor tiene 7. Al observar la electronegatividad de cada uno (2,6 para el S y 4 para el F), puede deducirse que el S es el átomo central de la molécula. Se acomodan entonces los 6 átomos de F alrededor del átomo de S y se dibujan los símbolos de puntos de Lewis:



El paso siguiente es enlazar con un enlace simple el átomo central (S) con cada uno de los átomos que lo rodean (F): '



En este punto, se deben contar los e- alrededor de cada átomo. En el caso de cada uno de los átomos de flúor, posee 6 e- no enlazados y 1 par compartido entonces cumple la regla del octeto. El azufre, en cambio, queda con 12 e- compartidos y, no cumple la regla del octeto. En consecuencia, todos los átomos cumplen la regla del octeto, exceptuando uno. Como conclusión puede decirse que el ejercicio ya está resuelto y que es uno de los casos de excepción de regla del octeto.

b) No cumple con la regla del octeto debido a que el azufre completa su capa externa con 12 e- en vez de con 8.

c) Los enlaces entre los S y los F son enlaces covalentes simples

23) El isocianato de metilo (CH_3NCO) es una materia prima para fabricar pesticidas, y resulta muy tóxico para los seres humanos. Dibujar al menos dos estructuras de Lewis para el ion isocianato (NCO^-) y mostrar las cargas formales de los átomos.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

En general, los compuestos que presentan estructuras de resonancia son compuestos covalentes. Por ello, se deben seguir los mismos pasos que para la resolución de un ejercicio de Lewis típico hasta el paso en el que se une el átomo central a cada uno de los átomos que lo rodea con enlaces simples. Como los casos de resonancia se dan cuando aparecen enlaces múltiples, en este punto la regla del octeto no se cumple para todos los átomos del compuesto y se deben explorar las distintas alternativas de enlaces múltiples que permitan cumplir la regla del octeto a todos los átomos. Por ende, se obtienen distintas estructuras de Lewis según el tipo de enlace múltiple propuesto entre los distintos átomos. Dichas estructuras son conocidas como estructuras de resonancia del compuesto.

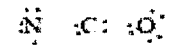
A su vez, para calcular las cargas formales de cada uno de los átomos del compuesto, el procedimiento básico es el siguiente: Primero se deben contar los electrones de valencia de cada átomo como si no estuviese enlazado (es decir, con la configuración electrónica externa). Luego se deben contar los electrones correspondientes a cada átomo. Para ello, se rompen todos los enlaces y se utiliza la suposición de que en un enlace le corresponde un electrón a cada uno de los átomos que participan de la unión (por ejemplo, en un enlace simple le corresponde un electrón a cada átomo y en un enlace doble le corresponden dos electrones a cada átomo). A su vez, los electrones no enlazados o libres le corresponden al átomo en cuestión. Finalmente, se restan los electrones de valencia libre con los electrones correspondientes a cada átomo y se obtiene la carga

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

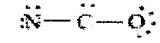
formal (**signo y número**). Se debe verificar que la suma de las cargas formales obtenida sea igual a la carga del ion o a cero si es una molécula.

Resolución:

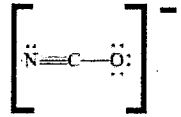
Para comenzar, se observa que todos los átomos son no metales (C, N y O), se procede por el camino de los enlaces covalentes. Se cuentan los electrones de valencia de cada uno, según el grupo de cada uno en la tabla periódica: el C pertenece al grupo IV, posee 4 e- de valencia, el N al grupo V, 5 e- de valencia y el O al grupo VI, 6 e- de valencia. Como el C es el elemento menos electronegativo va a ser el átomo central. Se dibujan entonces los símbolos de puntos de Lewis:



Luego, se enlaza el átomo central a los que lo rodean mediante un enlace simple:



Se cuentan los electrones de cada átomo: el N posee 4 electrones libres y 2 electrones compartidos, el C posee 4 electrones compartidos y 2 electrones libres y el O posee 2 electrones enlazados y 5 electrones libres. Como puede apreciarse, ninguno de los elementos cumple la regla del octeto, por ello deben realizarse enlaces múltiples. Se plantean las dos siguientes alternativas:

i. ii. 

En ambos casos debe corroborarse que todos los átomos cumplan la regla del octeto: en el caso i. el N tiene 4 electrones libres y 4 enlazados, el C 8 electrones enlazados y el O 4 electrones libres y 4 enlazados; en el caso ii. el N tiene 6 electrones enlazados y 2 libres, el C tiene 8 electrones enlazados y el O tiene 6 electrones libres y 2 enlazados. Como puede verse todos los átomos cumplen la regla del octeto y las estructuras i. y ii. son estructuras de resonancia.

El cálculo de cargas formales se resuelve en las siguientes tablas:

i.

	N	C	O
Electrones de valencia (A)	5	4	6
Electrones de enlace (B)	2	4	2
Electrones no enlazados (C)	4	0	4
Electrones correspondientes al átomo en el compuesto (D=B+C)	6	4	6
Carga formal (A-D)	-1	0	0

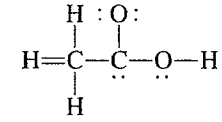
ii.

	N	C	O
Electrones de valencia (A)	5	4	6
Electrones de enlace (B)	3	4	1
Electrones no enlazados (C)	2	0	6
Electrones correspondientes al átomo en el compuesto (D=B+C)	5	4	7
Carga formal (A-D)	0	0	-1

Observar que en ambos casos la suma de las cargas formales da -1 debido a que el compuesto es un ion con una carga negativa (NCO^-).

24) Los cloratos (ClO_3^-) son utilizados como herbicidas en tierra no cultivable para el tratamiento del lugar y para la eliminación total de la vegetación en áreas que incluyen bordes de carreteras, mallas, y zanjas. Dibujar tres estructuras de resonancia para el mismo y calcular las cargas formales de las mismas.

25) El ácido acético es un compuesto orgánico utilizado en la síntesis del ácido acetilsalicílico (Aspirina). La estructura básica del ácido acético, que se presenta aquí tiene algunos enlaces incorrectos.



a) Identifique estos enlaces y explique por qué son incorrectos.

b) Escriba la estructura de Lewis correcta para el ácido acético.

26) Se tienen las siguientes estructuras de Lewis:

a) H—C≡N

b) H=C=C=H

c) O—Sn—O

d)

e) H—O=F

I. Identificar el error en cada una y dar una estructura de Lewis correcta para la molécula, sabiendo que las posiciones relativas de los átomos son correctas.

II. En cada sustancia, identificar el elemento más electronegativo.

III. En cada uno de estos compuestos, indicar el enlace con mayor carácter polar.

Respuesta de los ejercicios y problemas de la Clase N° 6.

1) a)

I) 7 a cada Cl y 2 al Ca.

II) 1 al Na, 5 al N y 6 a cada O.

III) 1 a cada H, 6 al S y 6 a cada O.

IV) 5 al N y 6 a cada O.

V) 5 al N y 6 al O

b)

I) 16

II) 24

III) 32

IV) 17

V) 11.

2) En los casos de los iones, no poseen símbolos de puntos de Lewis dado que su última capa de valencia pasa a tener la misma cantidad que el gas noble más cercano. En el resto de los casos, los símbolos de puntos tendrán un punto por cada electrón en la capa de valencia. Siendo 7 para el I, 6 para el S, 5 para el P, 2 para el Mg y 1 para el Na.

3) a) I<Br<Cl<F. b) Mg<Si<P<S. c) K<Al<C<O.

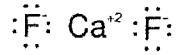
4) Iónica: 1, 5, 6 y 8

Covalente: 2, 3, 4 y 7

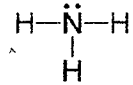
5) a)

i)

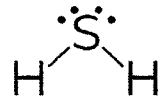
ii)



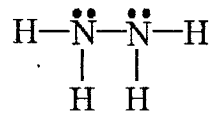
iii)



iv)



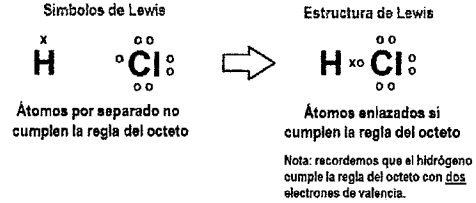
v)



b) i) covalente ii) iónica iii) covalente iv) covalente v) covalente

c) Los iónicos presentan mayor solubilidad en el agua.

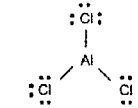
6) a) Cloruro de sodio (NaCl) y ácido clorhídrico (HCl).



b) y c) El cloruro de sodio presenta un enlace iónico mientras que el ácido clorhídrico presenta un enlace predominantemente covalente.

d) El NaCl es una sal binaria y el HCl es un hidrácido.

7) a) y b) El $AlCl_3$ es un sólido que tiene un bajo punto de fusión y de ebullición, y está formado por moléculas que presentan enlace covalente a pesar de que está formado por un metal y un no metal.



$MnCl_2$ es un compuesto con enlace iónico, se trata de una sal binaria inorgánica cuya fórmula química es $MnCl_2$. Se compone de iones Mn^{2+} y Cl^- [Mn] $^{+2}$ 2 [Cl] $^{-1}$

c) repasar las propiedades de los compuestos con unión iónica o covalente.

8) a) i. $[Na]^{+1}[OH]^{-1}$ ii. $[Ca]^{+2}$ 2 $[OH]^{-1}$ y iii. $[Fe]^{+3}$ 3 $[OH]^{-1}$

b) Son todos compuestos iónicos.

c) i. hidróxido de sodio ii. hidróxido de calcio iii. hidróxido de hierro (III) ó hidróxido férrico.

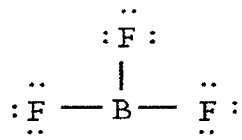
9) Resuelto en la guía.

10) a) i. covalente ii. iónico iii. iónico iv. iónico

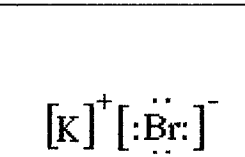
b) El BF_3

c)

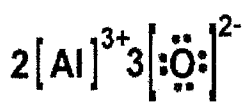
i.



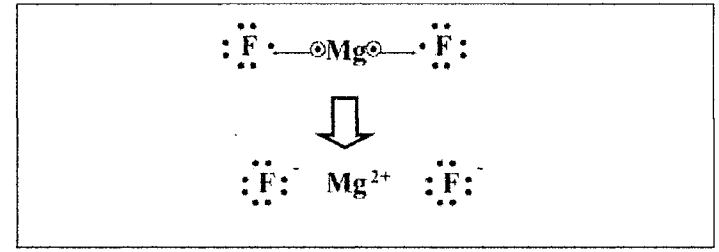
ii.



iii.



iv.

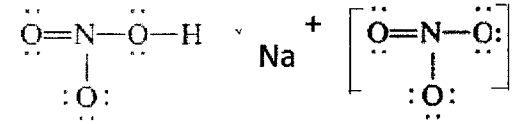


d) *i. Fluoruro de boro, BF_3; ii. Bromuro de potasio, KBr ; iii. Óxido de aluminio, Al_2O_3; iv.* Fluoruro de magnesio, MgF_2

e) El MgF_2

11) a) H-H < O-Cl < N-H < F-H. b) Cl-Cl < B-H < N-O < C-O

12) a)



b) En el caso del HNO_3 el enlace es covalente y en el caso del $NaNO_3$ es iónico entre el catión metálico Na^+ y el anión NO_3^-.

c) El HNO_3 es un compuesto covalente y se trata de un oxácido, mientras que el $NaNO_3$ es un compuesto iónico, es una oxosal.

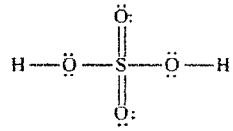
d) El $NaNO_3$ es más soluble porque se trata de una sal, con unión iónica, lo que le confiere polaridad y la hace soluble en un solvente polar como el agua

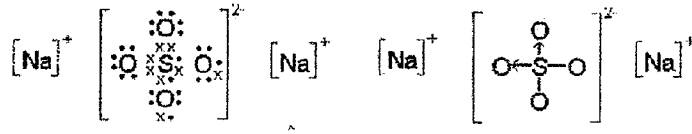
13) a) A= Hg, B=Zn y C= Cl

b) A-B = metálico, B-C = iónico, A-C= covalente

c)A metal, B metal, C no metal

14)





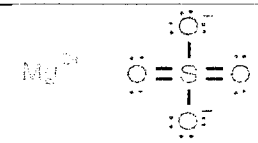
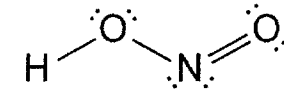
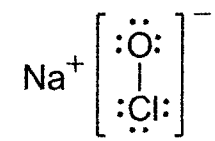
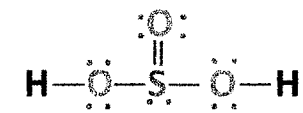
b) En el caso del H_2SO_4 el enlace entre el hidrógeno y el grupo sulfato es covalente, en tanto que para el caso del Na_2SO_4 el enlace entre el catión sodio y el anión sulfato es iónico.

c) El H_2SO_4 es un oxoácido con unión covalente mientras que el Na_2SO_4 es una sal, un compuesto iónico.

d) El Na_2SO_4 es el que presenta mayor conductividad en agua por ser un compuesto iónico y por ende, electrolito.

15) a)

i.


ii. 
iii. 
iv. 

b) i. oxosal ii. oxoácido iii. oxosal iv. oxoácido

c) i. iónico ii. covalente iii. iónico iv. Covalente.

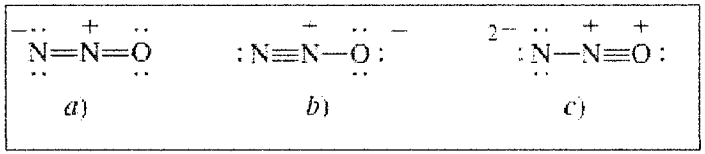
16) *a)* $K^{\bullet} + \cdot\ddot{Br}: \rightarrow [K]^{+} \; [:\ddot{Br}:]^{-}$

b) $:\ddot{Cl}^{\bullet} + {}^{\bullet}Mg^{\bullet} + {}^{\bullet}\ddot{Cl}: \rightarrow [:\ddot{Cl}:]^{-} \; [Mg]^{2+} \; [:\ddot{Cl}:]^{-}$

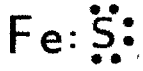
c) $Ca: + \ddot{O}: \rightarrow [Ca]^{2+} \; [:\ddot{O}:]^{2-}$

d) $3\,:\ddot{F}^{\bullet} + {}^{\bullet}Al^{\bullet} \rightarrow [:\ddot{F}:]^{-} \; [Al]^{3+} \; [:\ddot{F}:]^{-} \; [:\ddot{F}:]^{-}$

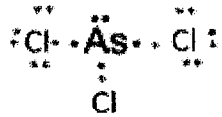
17) La estructura b) es la más estable debido a que la carga negativa está en el átomo de oxígeno, el cual es el más electronegativo de la molécula.



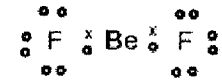
18) a) Sulfuro de hierro (II), iónico



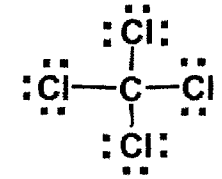
b) Cloruro de Arsénico, covalente



c) Fluoruro de Berilio II, iónico.



d) Tetracloruro de carbono, covalente.



19) a) En todos los casos la densidad positiva estará sobre el H y la densidad negativa sobre el halógeno correspondiente.

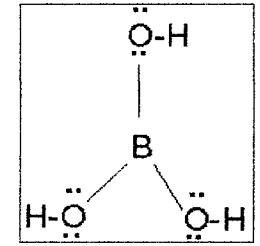
b) El vector del dipolo de enlace irá desde el hidrógeno hacia el halógeno correspondiente.

c) HI<HBr<HCl<HF.

20) a) i) MgO, ii) LiF.

b) i) MgO, ii) LiF

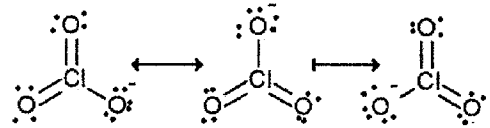
21) No cumple, el B no cumple. La estructura de Lewis es la dada a continuación:



22) Resuelto en la guía

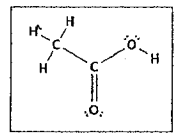
23) Resuelto en la guía.

24) Tres estructuras de resonancia podrían ser las siguientes:



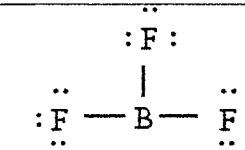
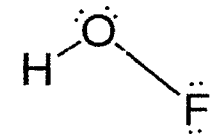
25) a) El doble enlace H-C es incorrecto (H solo puede formar un enlace). El simple enlace C-O es incorrecto.

b) Estructura correcta:



26) I. Estructuras correctas:

a)	H–C≡N:
b)	H–C≡C–H
c)	:Ö = Sn = Ö:

d)	
e)	

II. En el caso a) el átomo más electronegativo es el N, en el b) el C, en el c) O, en el d) y en el e) el F.

III. En el caso a) ambos enlaces tienen aproximadamente la misma polaridad. En el caso b) el enlace más polar es el C-H. En el caso c) hay un solo tipo de enlace, el Sn-O. En el caso d) hay un solo tipo de enlace, el B-F. En el caso e) el enlace más polar es el O-F.

Guía de estudio

Unidad 6: Enlace químico

Clase 7: Teorías del enlace químico

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. México: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N°10 **Apartados:** 10.1; 10.2; 10.3; 10.4; 10.5

Capítulo: N°11 **Apartados** 11.1; 11.2; 11.3; 11.4

1) ¿A qué llamamos geometría molecular? ¿sobre qué propiedades de las moléculas tiene gran incidencia?

2) ¿Qué expresa el modelo de repulsión de pares electrónicos de valencia (RPECV)? ¿Por qué es importante dicho modelo? Ejemplifique.

3) ¿Qué es el momento dipolar? ¿Como se calcula? ¿En que unidades se expresa el momento dipolar?

4) ¿Que postula la teoría de enlace de valencia o TEV?

5) ¿Qué es la hibridación de orbitales? ¿Qué significa una molécula posea orbitales híbridos sp^3; sp^2; sp?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

6) ¿Qué diferencias pudo notar entre los modelos REPCV y TEV?

7) ¿A que llamamos fuerzas intermoleculares? ¿Cómo se diferencian de las fuerzas intramoleculares?

8) ¿Como afectan estas fuerzas intermoleculares a una sustancia en distintos estados de agregación?

9) ¿Cuáles son las denominadas Fuerzas de Van Der Waals? ¿En qué consisten?

10) ¿Qué es el enlace de hidrógeno? ¿En qué tipos de moléculas están presentes?

11) ¿Qué entiende por tensión superficial? ¿Y por viscosidad?

12) ¿Qué tipos de fuerzas mantienen la estabilidad de la estructura cristalina?

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problemas de la Clase Nº 7

Unidad 6: Enlace químico

Clase 7: Teorías del enlace químico

Ejercicios para desarrollar:

1) El modelo de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (RPECV o TREPEV) permite predecir la geometría de las moléculas de manera sistemática. De acuerdo con los postulados de este modelo seleccionar la/s opciones correcta/s:

   a) Los enlaces dobles y triples se pueden tratar como si fueran enlaces sencillos.

   b) Permite predecir solamente la geometría de las moléculas con uniones covalentes con orbitales semiocupados.

   c) Geometría electrónica y geometría molecular siempre coinciden.

   d) La presencia de pares electrónicos libres no afecta la geometría de la molécula.

Justificar por qué las otras opciones no son correctas

2) Para la molécula de H_2O, señalar cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas y justificar:

a) El momento dipolar de la molécula de agua es cero.

b) Los ángulos de enlace entre los átomos que forman la molécula tienen un valor de 120°.

c) Los electrones libres del oxígeno influyen en el valor final del ángulo formado entre los átomos.

d) La repulsión entre pares enlazantes es mayor a la repulsión entre los pares enlazantes y pares libres del oxígeno.

e) la molécula tiene geometría lineal

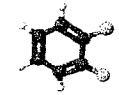
3) Ordenar los siguientes compuestos según momento dipolar creciente:

a) dióxido de carbono

b) agua

c) metanol

d) acetona

e) 

θ-dicloro benceno

4) Predecir la geometría molecular, el ángulo de enlace, la polaridad y dar un ejemplo para cada una de las siguientes propuestas de moléculas:

a) Un átomo central, con dos pares de electrones libres, unido a dos átomos idénticos,

b) Un átomo central, sin pares de electrones libres, unido a cuatro átomos idénticos.

c) Un átomo central, con un par de electrones libres y unido a tres átomos iguales.

d) Un átomo central, sin pares electrónicos libres, unido a tres átomos iguales con alta electronegatividad.

5) Las siguientes moléculas resultan muy tóxicas a nivel pulmonar y más específicamente a nivel alveolar.

I. NH_3 (amoniaco)

II. CH_4 (metano)

III. SF_6 (Hexafluoruro de azufre)

IV. CO (monóxido de carbono)

a) Indicar la geometría molecular que pueden presentar.

b) Indicar si son polares o no polares.

c) ¿Alguna de ellas presenta un octeto expandido?

6) Con el objeto de predecir la geometría molecular de un compuesto, y sabiendo que la molécula presenta 3 pares enlazantes y dos pares de electrones libres. ¿Cuál de las siguientes opciones se corresponde con la geometría de dicha molécula? Justificar.

a) octaédrica

b) Forma de T

c) tetraédrica

d) plana trigonal

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Una posible estrategia para resolver este ejercicio: podría ser primero diseñar al átomo central, identificando los pares enlazantes y pares libres (Figura 1)

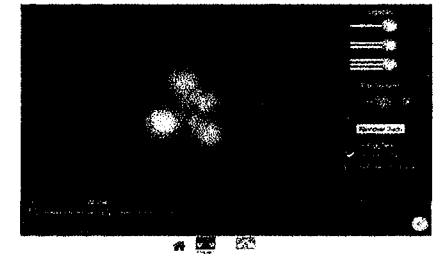


Figura 1 Átomo central con pares de electrones alrededor.

El átomo central tiene 5 pares de electrones a su alrededor (como muestra la figura 1) de los cuales 3 pares están ocupados realizando enlaces a otros átomos (figura 2), dejando 2 pares de electrones libres.

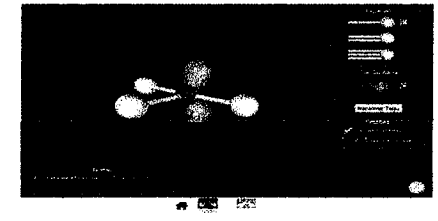
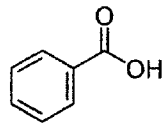


Figura 2 Átomo central unido a 3 átomos iguales.

Solución: la geometría molecular es con forma de T, un ejemplo de este tipo de moléculas es el ClF_3

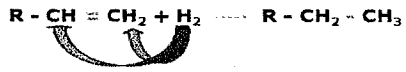
7) El ácido benzoico se emplea como conservante de jugos en la industria alimenticia, ya que aumenta la vida útil del alimento, con una descomposición más tardía de las vitaminas y nutrientes del jugo. A partir de la fórmula del ácido benzoico, describir cual es la hibridación de los orbitales de los átomos de carbono que forman la molécula.



ÁCIDO BENZÓICO

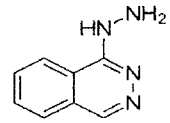
8) La margarina se suele emplear como sustituyente en la industria alimenticia en reemplazo de las mantecas u otros productos lipídicos. Un método utilizado para endurecer los aceites de las margarinas es la **hidrogenación** parcial, es decir, incorporar hidrógeno en aceites.

Este método puede esquematizarse, en líneas generales de la siguiente manera:



-Describir el cambio que ocurre en la hibridación de los orbitales desde el reactivo al producto.

9) La hidralazina es usada para el tratamiento de la hipertensión arterial y relajación muscular; este compuesto nitrogenado presenta la siguiente estructura molecular:



¿Qué tipo de hibridación presentan los cuatro átomos de nitrógeno?

Una posible estrategia para resolver este ejercicio consiste en recordar que el grupo amino proviene de la molécula del amoniaco la cual presenta una geometría piramidal ya que tiene un par de electrones libres.

Para revisar su hibridación dibujamos la estructura de Lewis de la molécula, identificamos los nitrógenos y el tipo de enlaces que desarrollan. Luego realizamos la configuración electrónica de los nitrógenos.

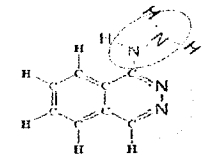
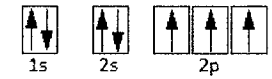


Figura 1: Estructura de la hidralazina.



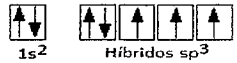
Configuración electrónica del nitrógeno (Z = 7)

Solución

Cada uno de los nitrógenos encerrados en el óvalo azul establecen 3 enlaces covalentes simples. Por lo tanto, presentan una hibridación sp3, al promover un electrón del nivel s al p

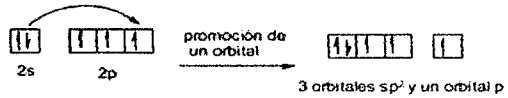
y dar lugar a 4 orbitales híbridos sp equivalentes, de los cuales uno está completo y tres están libres para realizar dichos enlaces.

Los nitrógenos que se encuentran encerrados en el óvalo naranja, al presentar doble enlace con el átomo de carbono evidencian la superposición de un orbital p sin hibridar.



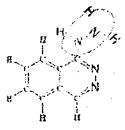
Configuración electrónica del nitrógeno con orbitales híbridos sp^3

Estos nitrógenos presentan una hibridación sp^2 ya que el orbital p puro participa en el doble enlace.



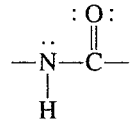
3 orbitales sp^2 y un orbital p

En resumen, la molécula de hidralazina presenta dos tipos de hibridación:



1. sp^2 para los dos nitrógenos marcados por el óvalo naranja.
2. sp^3 para los nitrógenos en el óvalo azul.

10) La unión peptídica presente en las proteínas está formada por un enlace entre el grupo amino de un aminoácido y el grupo carboxilo de otro aminoácido. A partir de la figura que se muestra a continuación responda:



a) ¿Qué tipo de hibridación presenta el átomo de nitrógeno?

b) ¿Qué tipo de hibridación presenta el átomo de carbono?

11) Indicar y justificar cuál de las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas. Considerando las fuerzas intermoleculares y las intramoleculares,

a) Las fuerzas intramoleculares estabilizan a los átomos de una molécula

b) Las fuerzas intermoleculares suelen ser más débiles que las intramoleculares

c) En los gases las fuerzas intramoleculares se rompen.

d) Las fuerzas intermoleculares son las responsables de las propiedades macroscópicas de la materia.

12) Señalar si los siguientes enunciados acerca de las fuerzas intermoleculares son correctos o incorrectos. Justificar

a) Los iones y los dipolos se atraen entre sí por medio de fuerzas electrostáticas, por tal razón no se consideran las fuerzas de van der Waals.

b) Las fuerzas dipolo-dipolo se caracterizan por presentarse entre moléculas que tienen momento dipolar nulo.

c) Una molécula tiende a ser menos polarizable a medida que aumenta el número de electrones.

d) Un enlace de Hidrógeno es un tipo de interacción dipolo-dipolo entre un átomo de Hidrógeno de un enlace polar y un átomo pequeño muy electronegativo tal como O, N o F.

13) Determinar, según la diferencia de electronegatividad, qué tipo de fuerza intermolecular se ejerce entre los compuestos KCl y HBr.

14) ¿Qué tipo de fuerza intermolecular se presenta entre los pares de los siguientes compuestos? a) KBr y H_2O b) NaF y I_2

15) Determinar, considerando la diferencia de electronegatividad, qué tipo de fuerza intermolecular se ejerce entre los siguientes pares de compuestos: a) NaF y IF b) F2 y HCl c) HI y HBr d) I^- y LiF

16) Un grupo de estudiantes de CBC debate sobre cuáles de las siguientes moléculas son capaces de unirse por medio de enlaces de hidrógeno. ¿Cuáles presentan dicha atracción intermolecular?

a. NaCl b) CH_4 c) HClO d) CH_3COOH (Ácido Acético) e) Ti^{4+}

17) ¿Cuál de las siguientes sustancias tiene fuerzas intermoleculares de mayor atracción? ¿Porqué? a) H_2O; b) H_2S c) H_2Se; d) H_2Te; e) H_2

18) Un equipo de analistas de laboratorio estudia los puntos de fusión de los siguientes compuestos: NaCl (cloruro de sodio), $C_6H_{12}O_6$ (glucosa), CO_2 (dióxido de carbono) y H_2O.

a) Ordenarlos de manera creciente según punto de fusión.

b) Justificar el ordenamiento anterior.

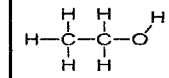
19) Ordenar las siguientes sustancias por orden decreciente de su punto de ebullición. Justificar el orden propuesto.

a) H_2O; b) H_2S; c) H_2Se; d) H_2Te

20) La siguiente tabla, resultado de una actividad experimental, indica los puntos de ebullición para ciertos compuestos (medidos a 1 atm de presión).

Explicar la tendencia que se observa en los valores obtenidos:

Compuesto	Punto de ebullición

H_2O	100°C
n-hexano (C_6H_{14})	68°C
 (etanol)	78°C
KCl	1420 °C

Una posible estrategia para resolver este ejercicio consiste en evaluar los átomos que están involucrados en estos compuestos. De ese modo se puede determinar qué tipo de enlaces están presentes. Luego, considerando la estructura y composición de los compuestos, se procede a analizar las posibles interacciones intermoleculares que pueden desarrollar.

Por ejemplo, el **n- hexano** es un compuesto cuyas moléculas se caracterizan por la presencia únicamente de carbono e hidrógeno, por lo cual no es posible la formación de fuerzas del tipo dipolo-dipolo dada la ausencia de un átomo electronegativo que pueda generar una densidad de cargas negativas mayor sobre un átomo que el otro. Dado que aquí los dipolos que se generan son transitorios y de poca fuerza, el valor de punto de ebullición se explica únicamente por la fuerza de London y por el valor de peso molecular. Conforme aumentan los átomos de carbono, el punto de ebullición también lo hará

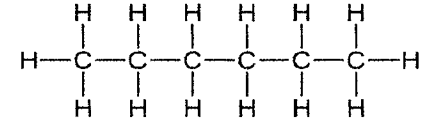


Figura 1. Estructura del n-Hexano

Por otra parte, tenemos al etanol y el agua, dos moléculas que tienen la posibilidad de formar puentes de hidrógeno, dada la presencia de un átomo electronegativo, el oxígeno, que induce la aparición de densidades de carga positiva y negativa en la molécula. No obstante, a pesar de que el PM de del etanol (46 g/mol) es mayor al del agua (18g/mol), la diferencia entre los puntos de ebullición entre estos 2 compuestos puede explicarse por el hecho de que el agua puede formar más cantidad de puentes de hidrógeno que el etanol. La densidad de carga positiva en el agua se sitúa sobre sus dos átomos de hidrógeno de menor tamaño, estando más centralizada que en el caso del alcohol, en el que esa densidad de carga positiva está más dispersa sobre la cadena carbonada del etanol, la cual presenta, naturalmente, mayor tamaño que los dos átomos de hidrógeno que posee el agua.

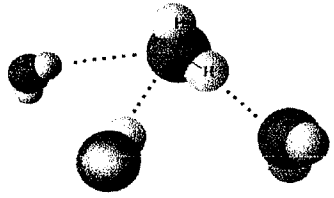


Figura 2. Formación de enlaces hidrógeno en el agua

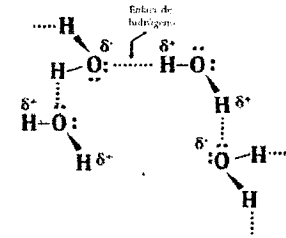


Figura 3. Formación de puentes de hidrógeno en el etanol.

Por último, el elevado punto de ebullición del KCl se explica por la atracción electrostática o coulombiana que se establece entre los iones K+ y Cl-. En esta sal las atracciones que se generan son las más fuertes (al tratarse de uniones iónicas)

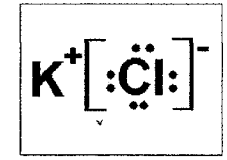


Figura 4. Unión iónica típica de las sales donde se combina un catión y un anión. Hay unión electrostática entre estos dos iones.

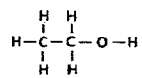
Solución:

El cloruro de potasio (KCl), compuesto iónico, posee el mayor punto de ebullición; en segundo lugar, está el agua que, a pesar de su baja masa molar, puede realizar más enlaces hidrógenos que el etanol, el cual se ubica en tercer lugar, aunque su masa molecular sea mayor a la del agua y por último el n-hexano quien solo puede establecer fuerzas de London entre sus moléculas.

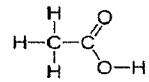
21) La siguiente tabla indica los puntos de ebullición de distintos compuestos. Explicar mediante TRePEV y fuerzas intermoleculares las diferencias observadas entre los valores informados. ¿Cuál de los compuestos esperaría que tenga menor punto de fusión?

Compuesto	Punto de ebullición (°C)
CH_4	-161,50 °C
NH_3	-33,34 °C
PH_3	-87,70 °C
H_2S	-60,00 °C

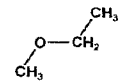
22) Para poder extraer compuestos de una mezcla que contiene etanol, ácido acético y metil etil éter, se decide emplear un solvente polar, con elevada presencia de grupos hidroxilo (OH). ¿Cuál de los compuestos no será extraído por dicho solvente? Justificar.



• **Etanol (alcohol etílico)**



• **Acido acético**

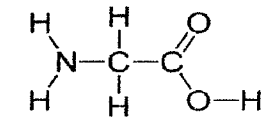


Metil etil eter

23) La glicina es uno de los aminoácidos que forman las proteínas de los seres vivos. Indicar si la siguiente afirmación es correcta o incorrecta. Justificar:

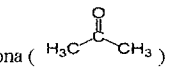
UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

"Gracias a su estructura puede presentar interacciones del tipo dipolo-dipolo y enlaces hidrógeno con el agua".



24) Para evaluar la solubilidad de un compuesto en otro, se analizan las fuerzas intermoleculares que pueden presentar. Este aspecto es importante cuando se decide evaluar la efectividad de un solvente para solubilizar distintas sustancias.

Indicar cuál de las siguientes sustancias puede ser removida por un solvente a base de alcohol etílico (etanol):

- Acetona () = H_3CCOCH_3
- Metanol (CH_3OH)
- Éter etílico (CH_3CH_2-O-CH_2CH_3)

25) En una práctica de laboratorio se tienen tres muestras de sustancias distintas, de masas molares similares. Se introduce cada una en un recipiente diferente. Inicialmente las tres sustancias se encontran en estado sólido. Luego se modificaron las condiciones de presión y temperatura, de modo tal de llegar a condiciones normales (CNPT). En esta nueva situación se observó que la sustancia del recipiente A permanecía en estado sólido; por su parte, la sustancia del recipiente B se evaporó, y la sustancia del recipiente C pasó totalmente al estado líquido.

a) Indicar cuál de las tres sustancias podría ser una sustancia de naturaleza iónica.

b) ¿Cuál de las tres sustancias podría presentar enlaces dipolo-dipolo ¿y cuál enlace hidrógeno?

c) ¿Cuál de las tres podría presentar sólo interacciones de tipo London?

Justificar todas las respuestas

26) Dos estudiantes de química debaten sobre el posible orden según solubilidad creciente en H_2O (agua), de los siguientes compuestos: HF, $Fe_{(s)}$, CO_2 y NaCl

Estudiante A propone: $NaCl_,$>$Fe_{(s)}$> CO_2> HF

Estudiante B propone: HF>NaCl>CO_2>Fe

¿Cuál de los órdenes podría ser correcto? Si ninguno es correcto, proponer otro. Justificar.

27) Los fluoruros inorgánicos se encuentran principalmente en la formulación de los productos de higiene dental. A partir de la siguiente tabla de fluoruros, explicar las tendencias de los puntos de fusión y ebullición de los fluoruros del tercer período:

	NaF	**MgF_2**	**AlF_3**	**SiF_4**	**PF_5**	**SF_6**
p.f. °C	992	1263	1270	-90,00	-83,00	-51,00
p.e. °C	1704	-	1270 (subl)	-86,00	-75,00	-64 (subl)

28) Dados 3 elementos A, B y C cuyas configuraciones electrónicas son:

Elemento A: 1s 2 2s 2 2p 2

Elemento B: 1s 2 2s 2 2p 4

Elemento C: [Ar] 4s 1

a) Escribir con ellos la fórmula de un compuesto binario covalente no polar lineal

b) Escribir la fórmula de un compuesto binario de elevado punto de fusión

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

c) Indicar las fuerzas que actúan entre las moléculas del compuesto formulado en el punto a) cuando está en estado líquido

29) El difluoruro de oxígeno es un fuerte agente oxidante de olor irritante y tóxico, con una estructura similar a la de la molécula del agua; pero por la presencia de 2 elementos fuertemente electronegativos, uno de ellos el flúor, sus propiedades químicas y usos son muy diferentes.

a) Dibujar según Lewis las moléculas de difluoruro de oxígeno y agua, indicando los vectores de polaridad

b) Justificar por qué la molécula de H_2O es más polar que la molécula de OF_2

c) ¿Cuál de los dos compuestos tendrá mayor punto de ebullición? Justificar

30) Predecir las solubilidades relativas en los siguientes casos:

a) bromo (Br_2) en benceno (C_6H_6, μ= 0 D) y en agua (μ=1,87 D);

b) KCl en tetracloruro de carbono (CCl_4, μ= 0 D) y en amoníaco líquido (NH_3, μ= 1,46 D), c) formaldehido (CH_2O) en disulfuro de carbono (CS_2, μ=0) y en agua.

Química Idoyaga. Versión 2.7

Respuestas de los ejercicios

1) a

2) Respuesta correcta: c

Respuestas incorrectas: a-b-d

3) Momento dipolar creciente: CO_2 < dicloro- benceno< acetona< metanol< H_2O

4) Geometría angular; ángulo menor a 109,5°; polar. Ejemplo: Agua (H_2O)

Geometría tetraédrica; ángulo igual a 109,5°; no polar. Ejemplo: Metano (CH_4)

Geometría piramidal; ángulo menor a 109,5°; polar. Ejemplo: Amoníaco (NH_3)

Geometría plana trigonal; ángulo igual a 120°; no polar. Ejemplo: Trióxido de azufre (SO_3)

5) Amoniaco: trigonal piramidal y polar

Metano: tetraédrica y no polar

Hexafluoruro de azufre: octaédrica no polar

Monóxido de carbono: lineal y polar

La molécula que presenta octeto expandido es SF_6.

6) Resuelto en la guía

7) Todos los C tienen hibridación sp^2

8) Los C pasan e sp^2 a sp^3

9) Resuelto en la guía

10) Correctas: a, b y d. Incorrecta: c

11) a) sp^3; b) sp^2

12) Correctas: a; d; Incorrectas: b y c

13) Fuerza intermolecular ion–dipolo

14) a) Ion-dipolo b) Ion-dipolo inducido

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

15) a) Ion–dipolo b) Dipolo-dipolo inducido c) Dipolo–dipolo d) Ion–ion

16) c) y d).

17) a) H_2O porque forma puentes H

18) CO_2 < H_2O < Glucosa < NaCl

19) H_2O > H_2Te > H_2Se > H_2S

20) Resuelto en la guía

21) CH_4 (metano)

22) El éter es un compuesto no polar, por lo que no será extraído

23) Correcta.

24) Acetona y metanol

25) a) sustancia A
b) sustancia C
c) sustancia B

26) Ningún orden de los estudiantes es el correcto.

El correcto es: $Fe_{(s)}$ < CO2 < HF < NaCl

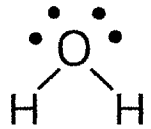
27) NaF el MgF_2 y el AlF_3 presentan enlace iónico haciendo que aumente su punto de fusión y ebullición; mientras que SiF_4, PF_5 y SF_6 presentan enlaces covalentes, y al aumentar su masa molecular aumentan sus puntos de fusión y ebullición.

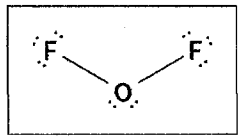
28) Elemento A: C
Elemento B: O
Elemento C: K

a) CO_2
b) K_2O
c) Fuerzas de London

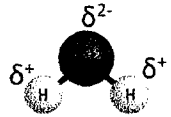
Química Idoyaga. Versión 2.7

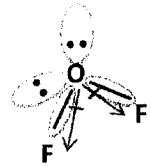
29) a)





b)y c) Al calcular la diferencia de electronegatividad entre H y O es 1,5 mientras que entre F y O es solamente 0,5, de ahí que a temperatura ambiente el agua se encuentra en estado líquido mientras que el OF_2 es un gas.





c. La temperatura de ebullición del Agua es de 100 C y la del OF_2 es -145C.

30) a) El Br_2 es una molécula no polar y por tanto debe ser más soluble en C_6H_6 (que también es no polar), que en agua. Las únicas fuerzas intermoleculares Br_2 y C_6H_6 son fuerzas de London.

b) KCl es un compuesto iónico. Para disolverlo, los iones individuales K+ y Cl- deben estabilizarse mediante interacciones ion-dipolo. Debido a que el CCl_4 no tiene momento dipolar, el KCl debe ser más soluble en NH_3 líquido, una molécula polar con un momento dipolar grande.

c) Debido a que el CH_2O es una molécula polar y el CS_2 es no polar (una molécula lineal), las fuerzas entre las moléculas de CH_2O y CS_2 son dipolo-dipolo inducido y de dispersión (también llamadas fuerzas de London). Por otro lado, el CH_2O puede formar puentes de hidrógeno con el agua, de manera que resulta más soluble en este disolvente.

Guía de estudio N°8

Unidad 7: Compuestos químicos

Clase 8: Compuestos químicos. Nomenclatura

Bibliografía obligatoria: Formulación de compuestos inorgánicos. Nomenclatura. Curso de nivelación en química, ingreso (2014). Universidad Nacional de Misiones. Facultad de Ciencias Forestales. [archivo PDF].

Capítulo: N.° 3. Páginas: 29- 48.

Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. México: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N.° 2. Apartados: 2.6 y 2.7

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. Definir cuáles son los compuestos orgánicos y cuáles los inorgánicos. Indicar sus principales características.
2. ¿Qué se entiende por nomenclatura química?
3. ¿Cuáles son las reglas básicas para asignar los números de oxidación?
4. ¿En que se basa la nomenclatura por atomicidad?
5. ¿En que se basa la nomenclatura por numeral de stock?
6. ¿En que se basa la nomenclatura tradicional?
7. Según el número de átomos diferentes ¿Cómo se encuentran clasificados los compuestos inorgánicos?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

8. Mencionar como se encuentran conformados los óxidos básicos, reconocerlos y nombrarlos.
9. Mencionar como se encuentran conformados los óxidos ácidos, reconocerlos y nombrarlos.
10. Según las combinaciones binarias del hidrógeno ¿Cómo se encuentran conformados los hidruros metálicos? ¿Y los no metálicos?
11. ¿Qué y cuáles son los hidrácidos y cómo se los nombra?
12. Saber cómo se encuentran conformadas las sales binarias, reconocerlas y nombrarlas.
13. ¿Cuáles son los compuestos ternarios?
14. ¿Cómo se obtienen los hidróxidos? ¿Cómo están conformados? ¿Cómo se los nombra?
15. ¿Cómo se obtienen los oxoácidos? ¿Cómo están conformados? Saber reconocerlos, nombrarlos y escribir sus fórmulas.
16. ¿Cómo se obtienen las oxosales?
17. Saber cómo se encuentran conformadas las oxosales, reconocerlas y nombrarlas.
18. Saber escribir las fórmulas de las oxosales.
19. Identificar aniones y cationes. Nombrar los aniones conforme al número de oxidación del No Metal.

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°8

Unidad 7: Compuestos químicos

Clase N° 8: Compuestos químicos. Nomenclatura

Ejercicios a desarrollar

1) *El hidrógeno forma compuestos binarios con casi todos los elementos de la tabla periódica. Muchos de ellos* se utilizan en la vida cotidiana. Los más famosos son el agua, el amoníaco, el ácido muriático, el metano entre otros. Algunos, no tan famosos, se usan en la industria química como desecantes, refrigerantes, endurecedores. Indicar la fórmula y el nombre de los compuestos binarios formados por hidrógeno y cada uno de los siguientes elementos. Indicar cuáles de ellos darán un ácido en solución acuosa y nombrarlos.

a) C (IV)
b) Li
c) Al
d) Br
e) Fe (II)
f) S
g) K
h) N

2) El oxígeno forma compuestos binarios con casi todos los elementos de la tabla periódica. Muchos de ellos tienen importancia en medicina y en la industria de la alimentación. Indicar la fórmula y el nombre de los compuestos binarios formados por oxígeno y cada uno de los siguientes elementos. Indicar además cuáles darán en medio acuoso una base o hidróxido y cuáles un ácido.

a) C (IV)
b) Ca
c) Li
d) Pb (IV)

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

e) Cl (III)
f) S (VI)
g) K
h) Al
i) P (V)

3) Los óxidos de azufre son compuestos químicos altamente contaminantes para el medio ambiente y perjudiciales para la salud humana. Algunos de ellos pueden utilizarse como desinfectantes y conservantes. Se producen al quemar gasolina u otros combustibles. Escribir las fórmulas de todos los óxidos de azufre y nombrarlos.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio: Saber que, para poder escribir las fórmulas de los óxidos de azufre, se deben conocer los estados de oxidación que presenta este elemento. Para ello se puede recurrir a la tabla periódica de elementos. Una vez conocidos los estados de oxidación, verificar con qué estados de oxidación se forman óxidos y escribir la fórmula.

Solución: Este ejercicio pide escribir las fórmulas de los óxidos de azufre y nombrarlos. El elemento azufre en la tabla periódica figura con estados de oxidación: -2; +4 ; +6.

Cuando el azufre está actuando con estado de oxidación -2 no puede formar óxidos, pues el oxígeno siempre tiene estado de oxidación -2, por lo tanto, el S para poder combinarse con el O debe tener un número de estado de oxidación positivo. Cuando el S tiene estado de oxidación -2 sólo se va a combinar con el H para dar el sulfuro de hidrógeno, H_2S y las sales provenientes de este ácido, pero no forma un óxido.

Cuando el S actúa con los otros dos estados de oxidación sí forma óxidos.

Estado de oxidación +4: para escribir la fórmula de este óxido se sabe que $S^{+4}O^{-2}$

Una posibilidad es analizar las cargas y ver cuántos átomos de cada uno de los elementos serán necesarios para que el óxido quede sin carga neta. En este caso se necesitarán 2 átomos de oxígeno para que la carga total aportada por este elemento sea -4. La fórmula quedaría **SO_2**

Otra posibilidad es aplicar la regla de la cruz

$S^{+4}\ O^{-2}$, se cruzan los números de oxidación o valencias, y se colocan como subíndices del elemento contrario, quedando S_2O_4, dado que ambas atomicidades son múltiplos de 2, se simplifican, y el compuesto finalmente queda **SO_2**

Se repite el procedimiento ahora con el estado de oxidación +6 del azufre.

Para escribir la fórmula de este óxido se sabe que $S^{+6}\ O^{-2}$

Se necesitan, en este caso, 3 átomos de oxígeno para que la carga total aportada sea -6. La fórmula queda **SO_3**

Aplicando la regla de la cruz

$S^{+6}\ O^{-2}$ se cruzan los números de oxidación y se colocan como subíndices del elemento contrario, y así queda S_2O_6; dado que ambas atomicidades son múltiplos de 2, se simplifican, y el compuesto finalmente queda **SO_3**

Para nombrarlos, se puede hacer usando ambas nomenclaturas:

SO_2: anhídrido sulfuroso (terminación "oso" dado que el azufre está actuando con la menor valencia con la que puede dar un óxido). También se puede nombrar como dióxido de azufre (se usa el prefijo "di" para indicar que en el compuesto hay 2 átomos de oxígeno) u óxido de azufre (IV).

SO_3: anhídrido sulfúrico (terminación "ico" dado que el azufre está actuando con la mayor valencia). También se puede nombrar trióxido de azufre (se usa el prefijo "tri" para indicar que en el compuesto hay 3 átomos de oxígeno) u óxido de azufre (VI).

4) Con el nombre de óxidos de nitrógeno se designa a un grupo de compuestos químicos gaseosos formados por la combinación de oxígeno y nitrógeno. En función de la valencia atómica que utilice el nitrógeno reciben diferentes nombres y tienen distintas formulaciones. El proceso de formación más habitual de estos compuestos inorgánicos es la combustión a altas temperaturas; en la naturaleza se forman durante l incendios forestales y en la actividad volcánica. El monóxido de nitrógeno y el dióxido de nitrógeno constituyen dos de los óxidos de nitrógeno más importantes debido a su toxicidad, en cambio e óxido nitroso, conocido como el "gas de la risa (hilarante)"se utiliza como anestésico y analgésico, especialmente en odontología.

A continuación, se nombran (con nomenclatura sistemática y tradicional) los 6 óxidos de nitrógeno que existen en la naturaleza. Escribir la fórmula molecular de cada uno de ellos y nombrarlos según IUPAC.

Nomenclatura sistemática	**Nomenclatura tradicional**	**Nomenclatura IUPAC**	**Fórmula molecular**
Monóxido de dinitrógeno	Óxido nitroso		
Monóxido de nitrógeno	Óxido nítrico		
Trióxido de dinitrógeno	Anhídrido nitroso		

Tetraóxido de dinitrógeno	Tetróxido de nitrógeno		
Dióxido de nitrógeno	Dióxido de nitrógeno		
Pentaóxido de dinitrógeno	Anhídrido nítrico		

5) En este curso nos ocuparemos principalmente de los compuestos del N con valencias III y V. Indicar qué compuestos se formarán si se le adiciona agua: a) al anhídrido nitroso, y b) al anhídrido nítrico. Escribir las ecuaciones de formación de estos compuestos y nombrar los productos obtenidos en cada caso.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio: Saber cuáles son los distintos estados de oxidación del nitrógeno, y con cuáles actúa cuando se forman los ácidos.

Solución: el nitrógeno tiene varios estados de oxidación, -3, +1, +2, +3, +4 y +5. Con todos sus estados de oxidación positivos se forman óxidos, pero sólo con los estados de oxidación +3 y +5 forma anhídridos, que son los que van a reaccionar con el agua para formar los 2 oxácidos del nitrógeno. Hay que tener en cuenta que los oxácidos están formados por un Hidrógeno-No Metal-Oxígeno (en la fórmula aparecen en este orden). El no metal, en este caso el nitrógeno, proviene del óxido; los hidrógenos los aporta el agua y los átomos de oxigeno los aportan tanto el óxido como el agua.

Cuando el N con estado de oxidación +3 reacciona con el oxígeno se forma N_2O_3 (anhídrido nitroso). Si a este anhidrido se le agrega agua se formará un ácido. La ecuación correspondiente es:

$N_2O_3 + H_2O \rightarrow H_2N_2O_4$ como todas las atomicidades son múltiplos de 2, se simplifican y la fórmula del oxácido queda finalmente como $\mathbf{HNO_2}$. A este ácido se lo llama **ácido nitroso** (terminación **oso** porque es la menor valencia del nitrógeno que da un ácido) o **Nitrato (III) de hidrógeno (IUPAC)**

Con estado de oxidación +5 se forma N_2O_5 (anhídrido nítrico). Si a este anhidrido se le agrega agua se formará un ácido. La ecuación correspondiente es:

$N_2O_5 + H_2O \rightarrow H_2N_2O_6$, como todas las atomicidades son múltiplos de 2, se simplifican y fórmula del oxácido queda finalmente como $\mathbf{HNO_3}$. A este ácido se lo llama **ácido nítrico** (terminación **ico** porque es la mayor valencia del nitrógeno) o **Nitrato (V) de hidrógeno (IUPAC)**

6) Las sustancias básicas o hidróxidos se usan, entre otras cosas, para neutralizar ácidos. Los hidróxidos se forman cuando un óxido básico reacciona con agua. Algunos de ellos como el hidróxido de aluminio y el hidróxido de magnesio, se usan en medicina humana para tratar los síntomas de la acidez ocasional. Escribir las fórmulas de las siguientes bases y nombrarlas por nomenclatura tradicional: (a) hidróxido de aluminio, (b) hidróxido de cobre (II), (c) hidróxido de hierro (III), (d) hidróxido de cobalto (III), e) hidróxido hierro (II), (f) hidróxido de manganeso (II), (g) hidróxido de magnesio.

7) Nombrar los siguientes compuestos e indicar de qué tipo de sustancias se trata:

a) H_2SO_3; b) H_2S; c) HClO; d) H_2CO_3; e) $HClO_4$; f) HBr

Una posible estrategia para resolver este ejercicio: saber cuáles son los estados de oxidación de cada uno de los elementos que forman el compuesto químico, para ello se recurre a la tabla periódica de elementos. Luego hay que determinar el estado de oxidación

de cada uno de los elementos en el compuesto y finalmente hay que identificar la naturaleza de cada sustancia a partir de su fórmula.

Solución: El ejercicio nos pide nombrar cada una de las sustancias e indicar de qué tipo de compuestos se trata en cada caso. Justamente, para poder nombrar, primero hay que saber de qué tipo de sustancia se trata. Para ello nos detendremos en su fórmula química y analizaremos la naturaleza de los átomos la componen.

Luego se deben determinar los estados de oxidación de cada uno de los elementos que forman la molécula, teniendo presente que:

1. el oxígeno siempre tiene estado de oxidación -2 (salvo cuando se combina con el F).
2. El hidrógeno tiene número de oxidación +1, excepto en los hidruros metálicos donde tiene número de oxidación -1 (y por eso se escribe a la derecha de la fórmula).
3. La suma de los números de oxidación de una molécula debe dar 0 (en el caso de iones la suma debe dar igual a la carga del ión).

Por lo tanto, llamaremos "x" al estado de oxidación del elemento que tiene más de un número de oxidación posible.

a) H_2SO_3, primero se analiza de qué tipo de sustancia se trata. La fórmula **tiene H a la izquierda,** por lo tanto, **se trata de un ácido**. Es un ácido que tiene oxígeno, entonces es un **oxácido**.

Para nombrarlo hay que averiguar con qué número de oxidación actúa el S. El azufre es el único elemento de esta fórmula con más de un estado de oxidación. La tabla periódica

informa los posibles estados de oxidación del azufre: -2; +4; +6. Cuando se combina con el O solo puede actuar con estados de oxidación positivos, por lo tanto, los posibles números de oxidación son +4 y +6. Por otra parte, el hidrógeno tiene estado de oxidación +1 y el oxígeno -2 y la suma debe dar 0. Llamamos "x" al estado de oxidación del azufre, entonces se plantea la ecuación que permite averiguar con cuál está actuando el S en este compuesto

H_2SO_3 $\quad 2\,(+1) + x + 3\,(-2) = 0$

$2 + x + (-6) = 0$

$x = +4$

Este valor corresponde al estado de oxidación más chico del azufre, por lo tanto el nombre del compuesto es **ácido sulfur<u>oso</u>** (terminación "oso").

b) **H_2S**. Primero se debe analizar de qué tipo de sustancia se trata. Se trata de un compuesto binario (en su fórmula participan solamente 2 elementos). **Está compuesta por H y S**, por lo tanto, es un **Hidruro de no metal.**

Ahora veamos cuales son los números de oxidación. El elemento que está más a la derecha es el más electronegativo y el hidrógeno, como está a la izquierda tiene número de oxidación +1. Los posibles estados de oxidación del azufre son -2, +4 y +6, y como en este compuesto el S es más electronegativo, su número de oxidación será -2.

H_2S $\quad 2\,(+1) + x = 0$

El nombre de este compuesto dependerá si está en estado gaseoso o en solución, si está en **estado gaseoso** será **sulfuro de hidrógeno;** si está **en solución acuosa** se tratará del **ácido sulfhídrico**.

c) **HClO,** nuevamente vemos que tiene H a la izquierda, por lo tanto, es un ácido. Es un ácido que tiene oxígeno, es un oxácido.

De los elementos que componen el compuesto, el único elemento que tiene más de un estado de oxidación es el cloro. Sus posibles estados de oxidación cuando se combina con oxígeno son +1, +3, +5 y +7.

Por su parte el hidrógeno tiene estado de oxidación +1 y el oxígeno -2 y sabiendo que la suma debe dar 0, se puede averiguar el estado de oxidación del cloro:

$$HClO \qquad +1 + x + (-2) = 0$$

por lo tanto, x = +1. El Cloro está actuando con el menor de sus 4 números de oxidación, por lo tanto, el nombre del ácido será **ácido hipocloroso** (prefijo hipo y terminación oso).

d) H_2CO_3, el compuesto tiene H a la izquierda seguido de un no metal, por lo tanto, es un ácido. Es un ácido que tiene oxígeno, **es un oxácido.**

En este caso el carbono es el elemento con más de un estado de oxidación, +2 y +4.

Veamos con cuál estado de oxidación actúa el carbono en este compuesto.

Por su parte el hidrógeno tiene estado de oxidación +1 y el oxígeno -2 y sabiendo que la suma debe dar 0, se puede averiguar el estado de oxidación del C:

$$H_2CO_3 \qquad 2(+1) + x + 3(-2) = 0$$

$$2 + x + (-6) = 0$$

por lo tanto, x = +4. El carbono está actuando con su mayor número de oxidación, por lo tanto, el nombre del ácido es el **ácido carbónico**.

e) **$HClO_4$,** Nuevamente vemos que se trata de un oxácido y como el cloro tiene más de un estado de oxidación +1, +3, +5 y +7, se debe calcular con qué número de oxidación está actuando el cloro en este compuesto.

$$HClO_4 \qquad (+1) + x + 4(-2) = 0$$

por lo tanto, x = +7. El Cloro está actuando con el mayor de sus 4 números de oxidación, por lo tanto, su nombre es **ácido perclórico** (prefijo per y terminación ico).

f) **HBr**. Esta sustancia solo tiene 2 elementos, es un compuesto binario. **Está compuesta por H y Br**, por lo tanto, es un **Hidruro de no metal.**

Como vimos en el caso b) en los hidruros de no-metal, el hidrógeno tiene número de oxidación +1, por lo tanto, el bromo actúa con estado de oxidación -1.

$$HBr \qquad +1 + x = 0 \qquad \text{por lo tanto } x = -1,$$

El nombre de este compuesto dependerá si está en estado gaseoso o en solución, si está en **estado gaseoso** será **bromuro de hidrógeno** pero si está **en solución acuosa** será **ácido bromhídrico**. En este último se dice que la sustancia es un **hidrácido**.

8) Escribir las fórmulas de los siguientes ácidos: (a) ácido yodhídrico, (b) ácido permangánico, (c) ácido sulfúrico, (d) ácido fosfórico (ortofosfórico), e) ácido clórico

9) Indicar el compuesto que se formará (dar fórmula y nombre) en cada caso:

a) Una solución acuosa de Na(OH) reacciona con una solución acuosa de HCl.

b) Una solución acuosa de H_2CO_3 reacciona con $Mg(OH)_2$

c) Una solución acuosa de $Al(OH)_3$ reacciona con una solución acuosa de H_2SO_3

En todos los casos nombrar también los reactivos

10) a) Indicar el nombre de las siguientes oxosales a) $MgSO_4$; b) $Fe(NO_3)_2$; c) $(NH_4)_3PO_4$.

b) Indicar el ácido y la base que dan origen a cada sal.

11) El mercurio y sus compuestos se han utilizado durante mucho tiempo en medicina, aunque en la actualidad son mucho menos usados debido a que los efectos tóxicos del mercurio y de sus compuestos son mejor conocidos ahora. La primera edición del Manual de Merck, en 1899, incluía muchos de los siguientes compuestos de mercurio como medicamentos. Escribir su fórmula molecular y nombrarlos según la nomenclatura tradicional

a) Bicloruro de mercurio

b) Cloruro de mercurio (I)

c) Óxido rojo o amarillo de mercurio u monóxido de mercurio

d) Sulfato de mercurio (II)

12) El sulfato de bario pertenece a una clase de medicamentos llamados Medios de Contraste Radiopacos. Este compuesto no se absorbe en el cuerpo, por lo que, al ser ingerido, recubre el esófago, estómago o intestinos. Debido a ello permite que las áreas enfermas o dañadas puedan evidenciarse claramente

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

mediante el examen de radiografías o tomografías computadas con contraste. El sulfato de bario se sintetiza a partir de sulfato de sodio y cloruro de bario. Como producto adicional de la reacción se obtiene cloruro de sodio. Escribir esta reacción química, con las fórmulas moleculares de cada una de estas 4 sustancias intervinientes. Clasificar todos los compuestos.

13)

a) El cloruro de magnesio es una sal usada como suplemento de magnesio para deportistas, durante el embarazo y en personas con déficit de magnesio. El bromuro de potasio es una sal usada en medicina veterinaria para evitar convulsiones o ataques epilépticos en animales. Por su parte, el ioduro de calcio es utilizado como materia prima en la elaboración de jarabes expectorantes. Escribir la fórmula de cada uno de estos compuestos y decir de qué ácido provienen

b) Nombrar las siguientes sales y decir el ácido del que provienen: LiBr; CoS; $FeCl_3$; PbS_2

14) El anión bisulfato es mejor conocido como sulfato ácido, el bicarbonato se conoce también como carbonato ácido; por su parte hidrogenofosfato es sinónimo de fosfato ácido y dihidrógeno fosfato es lo mismo que decir fosfato diácido. Averiguar la composición de estos aniones, e indicar que tienen en común.

15) Los siguientes compuestos se usan en la preparación de soluciones reguladoras o buffers, reactivos ampliamente utilizados en el laboratorio. Indicar el nombre de cada uno de ellos e indicar de qué tipo de compuesto se trata.

a) $Al_2(SO_4)_3$ y $(NH_4)_2SO_4$

b) KH_2PO_4 y Na_2HPO_4

c) H_2CO_3; $NaHCO_3$ y K_2CO_3

d) H_3BO_3; Na(OH) y KCl

16) La artritis por pirofosfato de calcio consiste en el depósito intraarticular o extraarticular de cristales de pirofosfato de calcio. Las manifestaciones son variadas y pueden ser mínimas o incluir ataques intermitentes de artritis aguda, que se conocen como pseudogota. El diagnóstico requiere la identificación de cristales de pirofosfato de calcio dihidratado en el líquido sinovial. La fórmula del pirofosfato de calcio es $Ca_2P_2O_7$. Escribir las fórmulas del pirofosfato de sodio y del pirofosfato de hierro (III) (pirofosfato férrico).

17) a) Determinar las cargas de los aniones complejos de las siguientes sales y nombrarlos:

a) K_2MnO_4 e) $BaSO_4$

b) Na_2HPO_4 f) K_2S

c) $Zn(ClO)_2$ g) $NaNO_3$

d)$NaHCO_3$ h) KBr

b) Indicar, para cada sal, el ácido y el hidróxido del que provienen

18) El cloro puede formar 4 oxoácidos distintos. Nombrar estos compuestos y explicar en qué se diferencian cada uno de ellos y cuál es la diferencia con el ácido clorhídrico

19) Ya sea como compuesto para crear otros productos de limpieza o como componente directo, la soda cáustica cumple una gran función en esta industria. Como compuesto único es muy útil en productos para limpieza de hornos o para destapar tuberías.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

La neutralización de dicha base con un ácido fuerte como el ácido clorhídrico genera como productos Cloruro de Sodio y Agua. Escribir esta reacción química, con las fórmulas moleculares de cada una de estas 4 sustancias intervinientes. Clasificar todos los compuestos.

20) Completar la siguiente tabla:

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
			Bicarbonato de Magnesio
		$SrCl_2$	
Fe^{+3}	NO_2^-		
			Clorato de Manganeso (II)
Co^{+2}	PO_4^{-3}		
			Nitruro de litio
			Carbonato de Calcio

21) Escriba las fórmulas de los compuestos que pueden formar las siguientes parejas de iones

	Br^-	CN^-	$SO4^{2-}$	HCO_3^-	HO^-	NO_3^-
Mg^{2+}						
K^+						
Ni^{2+}						
NH_4^+						
Fe^{2+}						
Fe^{3+}						

22) El elemento X que presenta una CEE 1s2 2s2 2p6 3s1 es muy usado en medicina por su función de facilitar la absorción en el organismo del medicamento que lo contiene. Sin embargo, los fármacos ricos en X aumentan el riesgo de sufrir un infarto o desarrollar hipertensión. A partir de los siguientes iones y elementos, formar las diferentes fórmulas que contienen X y nombrar los compuestos según la nomenclatura tradicional

Ion o elemento	Nomenclatura
AsO_4^{3-}	
Z = 17	
BO_3^-	
SO_4^{2-}	
A = 126,90 g/mol	

23) El vanadio es un elemento químico de número atómico 23 situado en el Grupo V, Período 4 de la tabla periódica de los elementos, tiene la configuración electrónica [Ar] 3d3 4s2. Es uno de los metales más abundantes en la naturaleza, está extensamente distribuido en la corteza terrestre. Forma parte de aproximadamente 152 minerales diferentes. Alrededor del 5% de la producción anual de vanadio se emplea para catálisis. Nombrar los siguientes compuestos que forma el Vanadio: a) V_2O_3, b) VO_2 y c) V_2O_5

24) Clasifica los siguientes compuestos, escribiendo su fórmula y nombre según nomenclatura IUPAC en el espacio correspondiente: BaO; HNO_3 ; KI; $Fe(OH)_3$; Na_2CO_3; Cl_2O_3; NaOH; HCl; KClO

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

ÁCIDOS		BASES		SALES		OXIDOS ACIDOS		ÓXIDOS BÁSICOS	
Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre	Fórmula	Nombre

Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 8

1) Los hidruros que se forman son

a) CH_4 Metano (Hidruro de Carbono)

b) LiH Hidruro de Litio

c) AlH_3 Hidruro de Aluminio

d) HBr Bromuro de Hidrógeno que en **agua** da un **ácido** que se llama **Ácido Bromhídrico**

e) FeH_2 Hidruro ferroso o hidruro de hierro (II)

f) H_2S Sulfuro de Hidrógeno en **agua** da un **ácido** que se llama **Ácido Sulfhídrico**

g) KH Hidruro de Potasio

h) NH_3 Amoníaco (Hidruro de Nitrógeno)

2)

Fórmula del óxido	Nombre	Producto por reacción con agua
CO_2	Anhídrido carbónico	ácido
CaO	Óxido de Calcio	hidróxido
Li_2O	Óxido de Litio	hidróxido
PbO_2	Óxido plúmbico	hidróxido
Cl_2O_3	Anhídrido Cloroso	ácido
SO_2	Anhídrido Sulfuroso	ácido
K_2O	Óxido de Potasio	hidróxido
Al_2O_3	Óxido de Aluminio	hidróxido
P_2O_5	Anhídrido fosfórico	ácido

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

3) Resuelto en la guía

4) La tabla completa es

Nomenclatura sistemática	Nomenclatura tradicional	Nomenclatura IUPAC	Fórmula molecular
Monóxido de dinitrógeno	Óxido nitroso	Óxido de Nitrógeno (I)	N_2O
Monóxido de nitrógeno	Óxido nítrico	Óxido de Nitrógeno (II)	NO
Trióxido de dinitrógeno	*Anhídrido nitroso*	*Óxido de Nitrógeno (III)*	N_2O_3
Tetróxido de dinitrógeno	Tetróxido de nitrógeno	Óxido de Nitrógeno (IV)	N_2O_4
Dióxido de nitrógeno	Dióxido de nitrógeno	Óxido de Nitrógeno (IV)	NO_2
Pentóxido de dinitrógeno	Anhídrido nítrico	Óxido de Nitrógeno (V)	N_2O_5

5) Resuelto en la guía

6)

a) $Al(OH)_3$, Hidróxido de Aluminio
b) $Cu(OH)_2$ Hidróxido cúprico
c) $Fe(OH)_3$ Hidróxido férrico
d) $Co(OH)_3$ Hidróxido cobáltico
e) $Fe(OH)_2$ Hidróxido ferroso
f) $Mn(OH)_2$ Hidróxido manganoso
g) $Mg(OH)_2$ Hidróxido de magnesio

7) Resuelto en la guía

8)

a) ácido yodhídrico: HI
b) ácido permangánico: $HMnO_4$
c) ácido sulfúrico: H_2SO_4

d) ácido fosfórico (ortofosfórico): H_3PO_4
e) ácido clórico: $HClO_3$

9) Las ecuaciones y las sustancias son:

a) $Na(OH) + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
hidróxido de Sodio + Ácido Clorhídrico → Cloruro de Sodio
b) $H_2CO_3 + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCO_3 + H_2O$
Ácido carbónico + hidróxido de magnesio → Carbonato de Magnesio
c) $Al(OH)_3 + H_2SO_3 \rightarrow Al_2(SO_3)_3 + H_2O$
Hidróxido de Aluminio + Ácido sulfuroso → Sulfito de Aluminio

10)

	Nombre de la Sal	**Ácido del que proviene**	**Base de la que proviene**
$MgSO_4$	Sulfato de Magnesio	Ácido Sulfúrico	Hidróxido de Magnesio
$Fe(NO_3)_2$	Nitrato ferroso	Ácido Nítrico	Hidróxido ferroso
$(NH_4)_3PO_4$.	Fosfato de amonio	Ácido Fosfórico	Hidróxido de Amonio

11)

Nomenclatura sistemática	**Nomenclatura tradicional**	**Fórmula**
Bicloruro de mercurio	Cloruro mercúrico	$HgCl_2$
Cloruro de mercurio (I)	Cloruro mercurioso	Hg_2Cl_2

Óxido rojo o amarillo de mercurio u monóxido de mercurio	Óxido mercúrico	HgO
Sulfato de mercurio (II)	Sulfato mercúrico	$HgSO_4$

12) $Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 + 2\ NaCl$
Na_2SO_4: oxosal; $BaCl_2$: sal binaria; $BaSO_4$: oxosal; NaCl: sal binaria

13) a) $MgCl_2$ es una sal binaria, proviene del HCl (ácido clorhídrico)

KBr es una sal binaria, proviene del HBr (ácido bromhídrico)

CaI_2 es una sal binaria, proviene del HI (ácido yodhídrico)

b)

Sal	**Nombre**	**Ácido del que proviene**
LiBr	Bromuro de litio	ácido bromhídrico
CoS	Sulfuro cobaltoso	Ácido sulfhídrico
$FeCl_3$	Cloruro férrico	Ácido clorhídrico
PbS_2	Sulfuro plúmbico	Ácido sulfhídrico

Notar que en todos los casos se trata de sales binarias

14)

Nombre	**Fórmula**
Sulfato ácido	HSO_4^-
Carbonato ácido	HCO_3^-
Fosfato ácido	HPO_4^{2-}
Fosfato diácido	$H_2PO_4^-$

Todos estos iones tienen en común que son aniones (carga negativa) y son ácidos ya que conservan H^+ en su fórmula.

15)

Fórmula	Nombre
$Al_2(SO_4)_3$	Sulfato de aluminio
$(NH_4)_2SO_4$	Sulfato de amonio
KH_2PO_4	Fosfato diácido de potasio
Na_2HPO_4	Fosfato monoácido de sodio
H_2CO_3	Ácido carbónico
$NaHCO_3$	Carbonato ácido de sodio o bicarbonato de sodio
K_2CO_3	Carbonato de potasio
H_3BO_3	Ácido ortobórico
NaOH	Hidróxido de sodio
KCl	Cloruro de potasio

16) $Na_4P_2O_7$: pirofosfato de sodio
$Fe_4(P_2O_7)_3$: pirofosfato férrico

17)

Fórmula	Nombre	Carga del anión	Ácido del que proviene	Base de la que proviene
K_2MnO_4	Manganato de potasio	-2	Ácido mangánico	Hidróxido de potasio
Na_2HPO_4	Fosfato ácido de sodio	-2	Ácido fosfórico	Hidróxido de sodio
$Zn(ClO)_2$	Hipoclorito de zinc	-1	Ácido hipocloroso	Hidróxido de zinc
$NaHCO_3$	Carbonato ácido de sodio	-1	Ácido carbónico	Hidróxido de sodio
$BaSO_4$	Sulfato de bario	-2	Ácido sulfúrico	Hidróxido de bario
K_2S	Sulfuro de potasio	-2	Ácido sulfhídrico	Hidróxido de potasio
$NaNO_3$	Nitrato de sodio	-1	Ácido nítrico	Hidróxido de sodio
KBr	Bromuro de potasio	-1	Ácido bromhídrico	Hidróxido de potasio

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

18) Ácido hipocloroso; Ácido cloroso; Ácido clórico; Ácido perclórico

Se diferencia en las valencias del cloro (+1, +3, +5 y +7) y por consecuencia la cantidad de oxígenos de la fórmula (1, 2, 3 y 4 respectivamente). El ácido clorhídrico es un hidrácido, el Cl está con valencia -1 y no contiene oxígeno en su fórmula.

19) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$

HCl: Ácido Fuerte NaOH: Base Fuerte NaCl: Sal Binaria

20)

Catión	Anión	Fórmula	Nombre
Mg^{+2}	CO_3^{-2}	$Mg(HCO_3)_2$	Bicarbonato de Magnesio
Sr^{+2}	Cl^-	$SrCl_2$	Cloruro de estroncio
Fe^{+3}	NO_2^-	$Fe(NO_2)_3$	Nitrito férrico
Mn^{+2}	ClO_3^-	$Mn(ClO_3)_2$	Clorato de Manganeso (II)
Co^{+2}	PO_4^{-3}	$Co_3(PO_4)_2$	Fosfato de Cobalto (II)
Li^+	N^{-3}	Li_3N	Nitruro de litio
Ca^{+2}	CO_3^{-2}	$CaCO_3$	Carbonato de Calcio

21)

	Br^-	CN^-	SO_4^{2-}	HCO_3^-	HO^-	NO_3^-
Mg^{2+}	$MgBr_2$	$Mg(CN)_2$	$MgSO_4$	$Mg(HCO_3)_2$	$Mg(OH)_2$	$Mg(NO_3)_2$
K^+	KBr	KCN	K_2SO_4	$KHCO_3$	KOH	KNO_3
Ni^{2+}	$NiBr_2$	$Ni(CN)_2$	$NiSO_4$	$Ni(HCO_3)_2$	$Ni(OH)_2$	$Ni(NO_3)_2$
NH_4^+	NH_4Br	NH_4CN	$(NH_4)_2SO_4$	NH_4HCO_3	NH_4OH	NH_4NO_3
Fe^{2+}	$FeBr_2$	$Fe(CN)_2$	$FeSO_4$	$Fe(HCO_3)_2$	$Fe(OH)_2$	$Fe(NO_3)_2$
Fe^{3+}	$FeBr_3$	$Fe(CN)_3$	$Fe_2(SO_4)_3$ -	$Fe(HCO_3)_3$	$Fe(OH)_3$	$Fe(NO_3)_3$

22)

Ion o elemento	**Nomenclatura**	**Fórmula**
AsO_4^{3-}	Arseniato de sodio	Na_3AsO_4
Z = 17	Cloruro de sodio	NaCl
BO_3^-	Borato de sodio	$NaBO_3$
SO_4^{2-}	Sulfato de sodio	Na_2SO_4
A = 126,90 g/mol	Ioduro de sodio	NaI

23) a) V_2O_3: Trióxido de Divanadio; Óxido de vanadio (III); Oxido Vanadoso
b) VO_2: Dióxido de Vanadio; Óxido de vanadio (1V); Óxido vanádico
c) V_2O_5: Pentóxido de divanadio; Óxido de vanadio (V); Óxido Per Vanádico

24)

ÁCIDOS		**BASES**		**SALES**		**OXIDOS ACIDOS**		**ÓXIDOS BÁSICOS**	
Fórmula	**Nombre**	**Fórmula**	**Nombre**	**Fórmula**	**Nombre**	**Fórmula**	**Nombre**	**Fórmula**	**Nombre**

HNO_3	Ácido Nítrico	$Fe(OH)_3$	Hidróxido férrico o de Hierro (III)	Na_2CO_3	Carbonato de Sodio	Cl_2O_3	Óxido clórico o de Cloro (III)	BaO	Oxido de Bario
HCl	Cloruro de Hidrógeno	NaOH	Hidróxido de Sodio	KI	Yoduro de Potasio				
				KClO	Hipoclorito de Potasio				

GUÍA DE ESTUDIO N°9

Unidad 8: Soluciones

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. Mexíco: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: 4. **Apartado:**4,5. **Capítulo:** 12. **Apartados:** 12.1;12.2;12.3;12.4;12.5

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. ¿Qué es un soluto? ¿Qué es un solvente? ¿Cuáles son sus principales diferencias? Dar dos ejemplos de cada uno.
2. ¿Cuál es el solvente universal por naturaleza? Explicar a qué se debe.
3. ¿Qué son las soluciones? Dar ejemplos. ¿Cuáles son las etapas del proceso de disolución?
4. ¿Qué se entiende por solubilidad? ¿Cuáles son las implicancias de esta propiedad del soluto a la hora de pensar la formulación de una dada solución con dado solvente?
5. ¿Qué entiende por la concentración de las soluciones?
6. ¿Cuáles son las unidades que se utilizan para expresar la concentración de las soluciones?
7. ¿A qué se llama molaridad y a qué molalidad? ¿Qué significa concentración molar? ¿Qué tipos de unidades de medida se emplean para molaridad y molalidad?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

8. ¿Por qué algunos procesos de disolución son exotérmicos y otros endotérmicos? ¿Qué diferencias hay entre ambos?
9. ¿Cuáles son las características de una solución saturada, no saturada y sobresaturada? Explicar y dar un ejemplo ilustrativo.
10. ¿Cómo varía la solubilidad de los sólidos en función de la temperatura?
11. ¿Qué entiende por cristalización fraccionada? ¿Cuáles las aplicaciones de esta técnica?
12. ¿Cómo varía la solubilidad de los gases en función de la temperatura?
13. ¿Qué establece la ley de Henry? ¿Cuáles son las variables que relaciona?

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°9

Unidad Nº 8: Soluciones

Clase Nº 9: Soluciones I

Ejercicios a desarrollar

1) El benceno es un hidrocarburo aromático de fórmula molecular C_6H_6, también conocido como benzol. Este compuesto es muy utilizado en la industria ya sea como disolvente orgánico o como intermediario para la síntesis de sustancias farmacéuticas. Un equipo de investigadores de química orgánica está trabajando con benceno y sabe que la densidad es de 0,8786 g/cm³ (a 1 atm y 25°C),
   a) ¿Cuál es la masa de 120 ml de Benceno?
   b) Si se tienen 50 g de benceno líquido, ¿qué volumen ocupará en estas condiciones?

2) Un vaso de una bebida alcohólica blanca contiene un 30 % de masa de alcohol. Por otra parte, se sabe que aproximadamente el 15 % del alcohol ingerido pasa a la sangre.
   a) Calcular la concentración de alcohol en la sangre expresada en mg/mL después de haber bebido 2 vasos de la bebida que contiene 30% m/m de alcohol (considerar que la masa del contenido de los 2 vasos es 200 g y que el volumen de sangre de un adulto de 80 kg es de 75 ml/kg de peso).

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

   b) Para un adulto con un volumen promedio de 6 L de sangre se considera que una concentración de 3 mg de alcohol por cada mililitro de sangre ya es un valor indicativo de intoxicación.
   ¿Se intoxicará un adulto al ingerir 3 vasos de la bebida alcohólica del ítem a)?

3) La determinación de los azúcares conocidos como reductores (glucosa, fructosa, galactosa, etc.) se realiza de rutina en el laboratorio mediante el método de Fehling. Uno de los reactivos de Fehling es una solución de sulfato cúprico en agua. En el laboratorio de Química Orgánica se necesita preparar esta solución de sulfato cúprico ($CuSO_4$) para poder llevar a cabo este método. El protocolo indica que deben pesarse 8,75 g de sulfato cúprico y disolverlos en una porción de agua destilada y una vez disuelto completar con agua destilada hasta alcanzar un volumen de 250 ml.
   a) Indicar el soluto y el solvente de la solución preparada.
   b) Expresar la concentración de esta solución en % m/v.
   c) Si se quisieran preparar 1,5 litros de la solución, con la misma concentración que la calculada en b), ¿qué masa de sulfato cúprico sería necesario pesar?

4) Se quiere preparar una solución de ácido rubeánico ($C_2H_4N_2S_2$) para un ensayo de identificación del catión cobre; para ello se utilizan 30 ml del ácido y 690 ml de agua.
   a) Identificar soluto y solvente de la solución preparada.
   b) Expresar la concentración de la solución en % v/v (suponer que los volúmenes son aditivos)
   c) Teniendo en cuenta que la densidad del ácido rubeánico es 0,65 g/ml, expresar la concentración de la solución en %m/V.

d) ¿Cuál es la molaridad de la solución preparada?

5) En un laboratorio de control de calidad se necesita preparar 2 litros de una solución de fosfato monosódico (NaH_2PO_4) 0,2M.

a) Calcular la masa de sal que se debe pesar

Al ver que la solubilización de esta sal no es óptima y requiere mucho tiempo se decide utilizar el reactivo monohidratado ($NaH_2PO_4.H_2O$) que se disuelve mejor.

b) Calcular cuánto se debe pesar del reactivo monohidratado.

6) El fluoruro de sodio (NaF) se usa en la industria farmacéutica para producir distintas pastas de dientes. Se cuenta con 800 g de una solución acuosa de fluoruro de sodio 17 % m/m.

a) Identificar al soluto y al solvente de dicha solución.

b) ¿Cuántos gramos de soluto y cuántos gramos de solvente hay en solución?

7) El cloruro de potasio es una sal binaria muy utilizada como reemplazo de la sal de mesa. Los pacientes que sufren hipertensión la pueden utilizar como condimento debido a que no contiene sodio. En el laboratorio se cuenta con la sal pura y agua destilada; considerando que la sal agregada al agua no aporta volumen y que la densidad del agua es de 0,997 g/cm³ a 1 atm y 25ºC:

a) ¿Cuál será el % m/v de una solución preparada con 1,5 gramos de sal y 25 mL de agua?

b) ¿En cuántos ml de agua se deberán disolver 3 g de cloruro de potasio si quiere obtener una solución 12 % m/v?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

c) ¿Cuántos gramos de sal se deberán adicionar a 350 ml de agua para tener una solución 7,5% m/v?

8) Uno de los principales controles de calidad del agua para consumo humano es la determinación de los niveles de arsénico. Actualmente el límite recomendado para la concentración de arsénico en el agua potable es de 10 µg/L. Se determinó el contenido de arsénico en una muestra de agua que llegó al laboratorio y el resultado arrojó que el contenido de arsénico era de 1 ppm. Indicar si el agua analizada en el laboratorio cumple o no con este requisito.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

Primero, se debe identificar al soluto y al solvente de la solución. Luego, interpretar la unidad de concentración ppm: la misma se refiere a la cantidad de unidades de una determinada sustancia que hay por cada millón de unidades del conjunto. En el caso de la concentración de una solución se puede expresar como:

Solución:

$$1\ ppm = \frac{1\ mg}{1\ L} = \frac{1\ \mu g}{1\ mL}$$

Primero se identifica al arsénico como soluto y al agua como solvente de la solución o muestra que se tiene. Luego, como el enunciado dice que la muestra tiene 1 ppm de arsénico, se puede decir que contiene 1 mg de arsénico en 1 litro de agua, y como el máximo permitido de arsénico en agua es de 10 µg de arsénico por litro de solución o 0,01 mg de arsénico por litro de solución, haciendo el pasaje de mg a µg, se puede concluir que la muestra contiene más de 10 µg por lo que no cumple con el requisito.

9) El ácido fosfórico es un oxácido débil que se puede encontrar en alimentos y bebidas, ya sea porque se añadió de forma artificial o porque venía incluido de forma natural. En nuestro organismo también podemos encontrar el anión fosfato, derivado de este ácido, principalmente en tejidos blandos y líquidos corporales.

Se prepara una solución disolviendo 300 g de ácido fosfórico en suficiente agua para formar un litro de solución. Calcularr:

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

a) %m/V de la solución preparada.

b) %m/m de esta solución, si la densidad de la solución resulta ser 1,15 g/ml.

10) En la farmacopea de numerosos países el nitrato de plata, junto con la propia plata, se utiliza como antiséptico y desinfectante aplicado por vía tópica. Se desean preparar 300 mL de una solución de 1 % m/V y se dispone de 1 mol de sal y suficiente agua destilada.

a) ¿Cuál es el soluto y cuál el solvente?

b) ¿En qué proporción debe utilizar cada uno de los componentes para preparar la solución? (considerar que la sal agregada al agua no aporta volumen)

c) ¿Cuál es el máximo volumen de solución de esta concentración que se puede preparar?

11) Los metales están entre los tóxicos más antiguos conocidos por el hombre. En el industrializado mundo actual, las fuentes de exposición a metales pueden ser tan variadas como el agua, los alimentos o el ambiente contaminados. Dentro de los metales pesados más tóxicos para el ser humano, los más relevantes son: plomo, mercurio, cromo entre otros.

La determinación de la presencia de estos metales pesados en sangre requiere de una metodología altamente sensible, pues estos elementos provocan síntomas graves y aun la muerte en concentraciones muy pequeñas. Generalmente los resultados de esas determinaciones se expresan en partes por millón (ppm).

a) El análisis de sangre de un paciente indica que posee 0,03 mg/L de mercurio (Hg). Indique cuál sería el valor informado si se expresa en ppm.

b) Al laboratorio llega un paciente con un diagnóstico presuntivo de saturnismo (intoxicación con plomo). Se determina la concentración de plomo (Pb^{2+}) en sangre y se obtiene un valor de 80 µg/dL. Se recomienda que los niveles de Pb en sangre se mantengan por debajo de 0,1 ppm. Indicar la concentración de Pb^{2+} en sangre expresada en ppm y en base a eso decir si este paciente cumple con la recomendación.

12) Las soluciones de nitrato de plata se utilizan como cáustico en el tratamiento de verrugas, granulomas de la piel y aftas bucales. En el laboratorio se debe hacer una valoración del contenido de nitrato de plata de una muestra, mediante gravimetría. La reacción que rige el proceso es la siguiente:

$$AgNO_3(ac) + NaCl(ac) \longrightarrow NaNO_3(ac) + AgCl(s)$$

Para llevar a cabo la reacción se debe agregar a la muestra una cantidad suficiente de solución de cloruro de sodio de modo de asegurarse que este reactivo esté en exceso.

Una vez puesta a punto la técnica, se determinó que hay que agregar como mínimo 10 g de cloruro de sodio a 20 ml de muestra. Se cuenta para ello con 200 ml de una solución acuosa de cloruro de sodio 32% m/m cuya densidad es 1,30 g/cm³ (a 1 atm y 25°C).

a) Expresar la concentración de la solución de NaCl en % m/V.

b) ¿Cuántos mililitros de la solución de cloruro de sodio 32% m/m debe agregar a los 20 ml de muestra?

13) En el laboratorio de química analítica se quieren rotular nuevamente todas las soluciones acuosas que se detallan a continuación, con su concentración expresada en molaridad (M). ¿Cuáles serán los nuevos rótulos para las siguientes soluciones?

a) Cloruro de Bario 25 % m/v.

b) Sulfato de Sodio 160 mg/ml.

c) Glucosa ($C_6H_{12}O_6$) 11 % m/m (densidad 1,067g/ml a 1 atm y 25°C).

d) Metanol (CH_3OH) 35 % v/v (densidad del metanol puro = 0,79 g/cm³ a 1 atm y 25°C).

14) Hace algunos años, la Organización Mundial de la Salud (OMS), estableció una concentración máxima permitida de Pb^{2+} en los cursos de agua destinados al consumo humano; El valor establecido se fijó en 0,0100 mg/L.

a) Si para un volumen de agua de río de $5,0 \times 10^7$ L se derraman 1×10^5 gramos de sulfato de plomo, calcular cuál será la concentración de Pb^{2+} expresada en mg/L,

b) Indicar si el agua de este río es apta para el consumo humano.

15) El carbonato de litio (Li_2CO_3), por su acción sobre el sistema nervioso central, es utilizado en las terapias del trastorno afectivo bipolar, en la esquizofrenia y en algunos casos de depresión. La vida media de eliminación es, en promedio, de 20 a 24 horas, aunque varía considerablemente de paciente a paciente y puede variar en el mismo paciente en el largo plazo, por lo que es necesario el monitoreo periódico de los niveles plasmáticos. En un laboratorio se hace de rutina la determinación de Li+ en plasma de pacientes. Para ello se debe confeccionar una curva de calibración a partir de una solución de carbonato de litio de referencia. La solución de referencia debe tener una concentración 5 mM.

a) ¿Cómo se procede para preparar 100 ml de esa solución de referencia? ¿Cuántos gramos de soluto es necesario pesar y a qué volumen final hay que llevar la solución?

b) Para poder confeccionar la curva de calibración se prepara una batería de 6 tubos con cantidades crecientes de Li+ . Indicar cuántos ml de la solución de referencia se deben pipetear para que cada tubo tenga los micromoles que se indican en la siguiente tabla.

TUBO	micromoles de Li^+	Volumen de Sc. de Referencia (ml)
1	0,25	
2	0,50	
3	0,75	
4	1,00	
5	1,50	
6	2,00	

16) El ácido sulfhídrico se encuentra naturalmente en pozos de petróleo. El mismo tiene efectos en la salud que dependen de la cantidad y del tiempo de exposición. Para evaluar el efecto del compuesto sobre los trabajadores de la industria petrolera se realiza una investigación en la que se trabaja con una solución acuosa de ácido sulfhídrico 17% m/v (la densidad de la solución es 1,36 g/cm^3 a 1 atm y 25°C).

a) ¿Cuál es la Molaridad de esta solución?

b) ¿Cuál es la molalidad de esta solución?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

17) La lavandina es la denominación comercial genérica del Hipoclorito de Sodio (NaClO) disuelto en agua. En su forma más habitual se comercializa en una solución al 5,25% m/v, y su densidad es 1,11 g/ml a 25°C.

a) Expresar la concentración en % m/m.

b) ¿Cuántos moles de hipoclorito hay en 600 ml de solución?

c) Expresar la concentración en molaridad (M).

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

Primero, se debe identificar al soluto y al solvente de la solución. Luego, se deben interpretar las unidades de concentración y demás datos que da el ejercicio. La unidad de concentración % m/V es: g soluto/100 ml de solución

Luego, para realizar el pasaje de una unidad de concentración a otras se plantean las equivalencias necesarias. Para el pasaje de % m/V a % m/m se utiliza el dato de la densidad de la solución.

Como se tiene el dato del volumen de la solución (100 ml) y la densidad de la solución, se calcula la masa de la solución.

Se sabe que la masa de soluto en gramos que se encontraba en 100 ml de solución se encuentra también en la masa de solución calculada con la fórmula de densidad. Por lo tanto, con el dato de la masa de la solución y los gramos de soluto que contiene se llega a la expresión de % m/m.

Por otro lado, para saber la cantidad de moles de soluto en cierto volumen de solución se debe conocer la masa molar del soluto. Luego, con el dato de la cantidad de moles que hay en 100 ml de solución, según el % m/V, se calcula la cantidad de moles en un volumen dado.

Por último, partiendo del dato de la cantidad de moles de soluto por cada 100 ml de solución, se calcula la cantidad de moles de soluto en 1000 ml de solución para plantear la unidad de concentración Molaridad.

Solución

Primero, se identifica al hipoclorito de sodio (NaClO) como el soluto y al agua como el solvente de la solución. Luego, para realizar el pasaje de % m/V a % m/m se despeja la masa de la solución de la ecuación de densidad: m = D x V

Teniendo el dato de masa se plantea la siguiente regla de tres y se obtiene el % m/m:

111 g solución _____ 5,25 g NaClO

100 g solución _____ x = 4,73 g NaClO

Por otro lado, se sabe que la masa molar del NaClO es de 74,44 g/mol y con dicho dato se puede obtener la cantidad de moles que hay en 100 ml de solución.

74,44 g _____ 1 mol NaClO

5,25 g _____ x = 0,0705 mol NaClO

Como en 100 ml de solución hay 0,0705 mol, en 600 ml hay 0,423 moles de NaClO.

100 ml _____ 0,0705 mol NaClO

600 ml _____ x = 0,423 mol NaClO

Por último, como cada 100 ml de solución hay 0,0705 mol, en 1000 ml habrá

100 ml _____ 0,0705 mol NaClO

1000 ml _____ x= 0,705 mol NaClO, entonces la Molaridad de la solución es de 0,71 M.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

18) La amoxicilina es uno de los antibióticos más usados para tratar las infecciones del tracto respiratorio superior. Cuando debe ser administrada a niños, la forma farmacéutica adecuada es una suspensión acuosa de amoxicilina. Estas suspensiones deben ser extemporáneas (preparadas justo antes de ser usada), es por ello que las especialidades medicinales disponibles en el mercado consisten en un polvo (que contiene la amoxicilina), al cual se le debe agregar agua hasta alcanzar el nivel indicado en el envase. La suspensión así preparada es la que se administra al niño y debe conservarse en heladera por un máximo de 7 días. Si en el frasco hay 20 g de polvo (amoxicilina + excipientes) y se le agrega agua hasta completar un volumen final de 120 ml:

a) Indicar la concentración total de polvo en % m/v.

b) El rótulo del envase indica que la suspensión así preparada contiene una concentración de amoxicilina de 500 mg /5 ml. Indicar cuántos gramos, de los 20 g de polvo, corresponde a amoxicilina y cuántos a excipientes.

c) La posología (forma de administración) indica que la dosis en lactantes y niños, para el tratamiento de una otitis bacteriana media, es 100 mg/kg/día dividido en 3 tomas (cada 8 horas), ¿cuántos ml deben administrarse cada 8 horas a un niño que pesa 22,5 kg?

19) Las suspensiones de hidróxido de aluminio e hidróxido de magnesio se utilizan como antiácidos de efecto inmediato para aliviar los síntomas de la acidez. El poder antiácido se debe a la presencia de iones $(OH)^-$ en la suspensión, que son los que neutralizan los H + del medio ácido del estómago. En el mercado existen distintas marcas comerciales. Un paciente llega a la farmacia y se encuentra con dos formulaciones distintas y le pregunta al empleado cuál tiene mayor poder antiácido. El empleado le dice que ambas formulaciones son iguales en cuanto a poder antiácido.

	$Al(OH)_3$	$Mg(OH)_2$
Formulación A	400 mg/5 ml	400 mg/5 ml
Formulación B	10 % m/V	10 % m/V

a) ¿Es correcta la respuesta? Justificar presentando los valores de concentración molar de OH^- para cada formulación.

b) Si el paciente toma una cucharada sopera (10 ml) de la formulación B, ¿cuántos moles de anión OH^- habrá ingerido?

20) Una médica de guardia necesita administrar potasio a un paciente con hipocalemia severa. La dosis que se debe administrar a este paciente es 40 mmoles de potasio en el término de 4 horas (10 mmoles por hora). Para ello cuenta con ampollas de 25 ml de solución hipertónica de cloruro de potasio 10% m/V. ¿Cuántos ml de la solución hipertónica deberá inyectar cada hora?

21) El ácido sulfúrico (H_2SO_4) concentrado que se usa en el laboratorio tiene una concentración de 98% m/V. Su densidad es de 1,83 g/cm³ a 1 atm y 25°C.

a) Expresar la concentración de la solución en molaridad (M) y molalidad (m).

b) ¿Cuántos moles por litro de H^+ y $(SO_4)^{2-}$ habrá en esa solución?

Una posible estrategia para resolver este ejercicio:

Primero, se debe identificar al soluto y al solvente de la solución. Después, se debe interpretar las unidades de concentración y demás datos que da el ejercicio.

Luego, para realizar el pasaje de una unidad de concentración a otras se plantean las equivalencias necesarias. Para el pasaje de % m/V a Molaridad se necesita saber la masa molar del soluto. Con el dato de la cantidad de moles de soluto que hay en 100 ml de solución, según el % m/V, se calcula la cantidad de moles en 1000 ml de solución para plantear la unidad de concentración molar.

Por otro lado, para realizar el pasaje de % m/V a molalidad se necesita la densidad de la solución y la masa molar del soluto. Como se tiene el dato del volumen de la solución de la unidad de concentración % m/V (100 ml) y la densidad de la solución, se calcula la masa de la solución.

Se sabe que la masa de soluto en gramos que se encuentra en 100 ml de solución se encuentra, también, en la masa de solución calculada con la fórmula de densidad. A partir de la masa del soluto y la masa de la solución se calcula la masa de solvente como: m sv = m sc - m st

Luego, se calcula la equivalencia en moles de los gramos de soluto presentes en la masa de solvente calculada. Con el dato de la cantidad de moles de soluto que hay en la masa de solvente, se calcula la cantidad de moles en 1000 g de solvente para expresar la concentración en molalidad.

Por último, para calcular la cantidad de moles de iones en 1000 ml de solución se utiliza como dato la Molaridad de la solución. Teniendo en cuenta cuántos iones aporta un mol de compuesto se multiplica la Molaridad de la solución por la cantidad de iones que libere el compuesto en agua.

Solución:

Primero, se identifica al ácido sulfúrico (H_2SO_4) como soluto y al agua como solvente de la solución. Luego, para realizar el pasaje de % m/V a Molaridad usamos la masa molar del H_2SO_4.

En 100 ml de solución hay 98 gramos de H_2SO_4, esa masa de soluto equivale a 1 mol usando la masa molar de 98,03 g/mol.

98,03 g _____ 1 mol H_2SO_4

98 g _____ x = 0,999 mol H_2SO_4

Como en 100 ml de solución hay 0,999 mol, en 1000 ml hay 9,99 moles de H_2SO_4. La Molaridad de la solución es de 10 M.

100 ml _____ 0,999 mol H_2SO_4

1000 ml _____ x = 9,99 mol H_2SO_4

Por otro lado, para realizar el pasaje de % m/V a molalidad primero se utiliza la densidad de la solución que es de 1,83 g/ml. Se despeja la masa de la solución de la ecuación se densidad:

$$m = D \times V$$

Como la masa de soluto es 98 g y la masa de la solución es 183 g se calcula la masa de solvente: Además 98 gramos de H_2SO_4 equivalen a 0,99 mol, entonces se calcula la cantidad de moles en 1000 g de solvente para expresar la concentración en molalidad.

85 g solvente _____ 0,999 mol H_2SO_4

1000 g solvente _____ x = 11,75 mol H_2SO_4

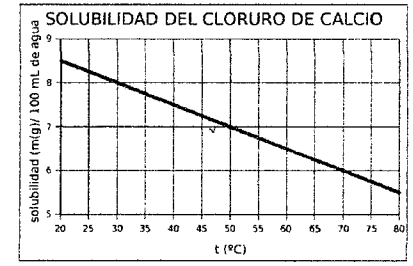
Por último, para calcular la concentración molar de los iones en solución se utiliza como dato la Molaridad de la solución. Teniendo en cuenta cuántos iones aporta un mol de compuesto se multiplica la Molaridad de la solución por la cantidad de iones que libere el compuesto en agua. Se sabe que por cada mol de H_2SO_4 se obtienen dos moles de cationes H^+ y un mol de anión SO_4^{2-}. Por lo tanto, la cantidad de iones por litro se calcula como:

Moles de SO_4^{2-} en 1 litro de solución = 10 M x 1 = 10 moles de SO_4^{2-} en 1 litro de solución

Moles de H^+ en 1 litro de solución = 10 M x 2 = 20 moles de H^+ en 1 litro de solución

22) El bromuro de potasio es comúnmente utilizado en la veterinaria como anticonvulsivante. La dosis adecuada para un perro de 12 kg de peso es 1,5 g por día. Se dispone de una solución acuosa de Bromuro de potasio 1,25 M. ¿Cuántos ml de solución habrá que administrar al animal cada día?

23) El cloruro de calcio o cloruro cálcico ($CaCl_2$) es un compuesto químico, inorgánico, mineral utilizado como medicamento en enfermedades o afecciones ligadas al exceso o deficiencia de calcio en el organismo. A continuación, se demuestra su solubilidad en agua:



A medio litro de agua se le añaden 35 gr de $CaCl_2$ a una temperatura de 70°C.

Explicar con resultados numéricos como es la solución obtenida teniendo en cuenta el concepto de solubilidad.

24) El fenbendazol es un medicamento que se usa para desparasitar bovinos. Su composición porcentual es: 60% C, 4,35% H, 14%N, 10,7% O y 10,7 de S. A nivel comercial este medicamento lo venden en volúmenes de 2 dm^3 al 25% m/v. Indicar

a) la fórmula química del fenbendazol

b) la concentración Molar de la solución de fenbendazol.

25) El Tonofosfan es una solución inyectable muy usada en la medicina veterinaria. Se trata de un reconstituyente estimulante del apetito y regulador del metabolismo y se lo usa tanto para el ganado como para animales domésticos. Este preparado contiene una mezcla de diferentes sustancias químicas.

Composición química	**Fórmula química**	**mg por 1 ml. de solución**
Ácido fosforoso		200 mg
Cloruro de cobalto		0,04 mg
Selenito de sodio		0,333 mg
Sulfato de zinc		1,10 mg
Nicotinamida	$C_6H_5NO_2$	5 mg
Sulfato de manganeso		0,77 mg
Molibdato de amonio	$(NH_4)_6Mo_7O_{24}$	0,092 mg

Con la información anterior

a) Completar las fórmulas químicas faltantes

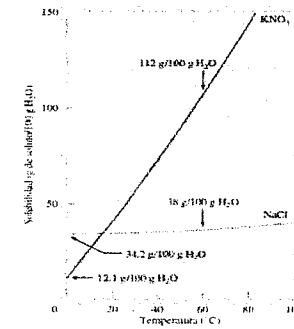
b) Informar la concentración Molar de cada componente presente en un frasco de 500 mL

26) El calcio es el responsable de crear y mantener la estructura de los suelos agrícolas favoreciendo el crecimiento y desarrollo de las raíces, ayudando a absorber los nutrientes y el agua del suelo. La presencia de calcio en los suelos es fundamental para obtener una producción eficiente y sostenible. Tradicionalmente el aporte de este elemento ha sido a través de diversas oxosales solubles en agua que permiten tener Ca^{2+} fácilmente disponible. Un ingeniero agrónomo dispone de las siguientes soluciones: Carbonato de calcio 10% m/v, Sulfato de calcio 0,27 g/mL, Nitrato de calcio 1,5 M y cloruro de calcio 20 g/dL, y quiere saber si son equivalentes en cuanto al contenido de calcio.

a) ¿Todas las soluciones tienen la misma concentración molar de iones Ca^{2+}?

b) ¿Cuál de ellas tiene el mayor contenido de calcio por unidad de volumen?

27) Un bioquímico debe realizar una presentación en un congreso internacional. Como parte de su presentación debe explicar y analizar el siguiente gráfico, ya que utiliza las sales KNO_3 y NaCl en su investigación. ¿Cuál sería el análisis que debería realizar el bioquímico?



Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 9

1) a) m = 105,43 g; b) V = 56,91 cm^3

2) a) 1,5 mg/ml; b) No, ya que su concentración en sangre es 2,25 mg/ml

3) a) El $Cu(SO_4)$ es el soluto y el agua es el solvente; b) 3,5 % m/V; c) Se necesitan 52,5 g de $Cu(SO_4)$ para preparar 1,5 L de solución.

4) a) El *ácido rubeánico es el soluto y el agua es el solvente*; b) 4,17 % V/V; c) 2,71%m/V; d) 0,23 M

5) a) Se debe pesar 48,0g de NaH_2PO_4 y

b) 55,2g de $NaH_2PO_4.H_2O$

6) a) El NaF es el soluto y el agua es el solvente; b) En 800 g de solución hay 136 g de soluto y 664 g de solvente.

7) a) 6% m/V; b) Se deben disolver en 25 ml de agua; c) Se deben adicionar 26,25 g de sal.

8) Resuelto en la guía

9) a) 30% m/V

b) 26,1% m/m

10) a) Soluto nitrato de plata ($AgNO_3$) y solvente agua

b) 3 gramos de nitrato de plata en 300 mL de solución.

c) 16,99 litros de solución

11) a) 0,03 ppm; b) El paciente no cumple con la recomendación debido a que tiene 0,8 ppm de Pb^{2+}.

12) a) 41,6% m/V; b) Se deben agregar 24,04 ml de solución de cloruro de sodio.

13) a) 1,2 M; b) 1,13 M; c) 0,65 M; d) 8,64 M.

14) a) 1,365 mg/L b) No es apta.

15) a) Se prepara pesando y disolviendo 0,037 g de la oxosal carbonato de litio en 100 ml de agua;

b)

TUBO	micromoles de Li^+	Volumen de Sc. de Referencia (ml)
1	0,25	**0,05**
2	0,50	**0,10**
3	0,75	**0,15**
4	1,00	**0,20**
5	1,50	**0,30**
6	2,00	**0,40**

16) a) 5 M; b) 4,2 molal.

17) Resuelto en la guía

18) a) 16, 7% m/V; b) En 20 gramos de polvo hay 12 g de amoxicilina y 8 g excipientes; c) Se deben administrar 7,5 ml cada 8 horas.

19) No tienen igual poder antiácido, la fórmula A tiene una concentración 5,83 M de OH^- y la fórmula B tiene una concentración 7,29 M de OH^-; b) En 10 ml de solución B hay 0,0736 mol de anión OH^-.

20) Cada 1 hora se deben inyectar 7,46 ml de solución de cloruro de potasio.

21) Resuelto en la guía

22) Se deben administrar 10 ml por día.

23) Según el gráfico obtenemos que la solubilidad del cloruro de calcio a 70°C es de 6 gr en 100 ml de agua. Entonces en 500 ml de agua se podrán disolver como máximo 30 g de $CaCl_2$, sobrando 5 gr de los 35 gque se añadieron.

24) a) $C_{15}H_{13}N_3O_2S$ b). 0,84 M

25)

Composición química	Fórmula química	mg por 1 ml. de solución	Concentración Molar
Ácido fosforoso	H_3PO_3	200 mg	$2,4 \times 10^{-3}$
Cloruro de cobalto (II)	$CoCL_2$	0,04 mg	$3,1x10^{-7}$
Selenito de sodio	Na_2SeO_3	0,333 mg	$1,9x10^{-6}$
Sulfato de zinc	$ZnSO_4$	1,10 mg	$6,8x10^{-6}$
Nicotinamida	$C_6H_5NO_2$	5 mg	$4,1x10^{-5}$
Sulfato de manganeso	$MnSO_4$	0,77 mg	$5,1x10^{-6}$
Molibdato de amonio	$(NH_4)_6Mo_7O_{24}$	0,092 mg	$7,9 x10^{-8}$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

26) a) Las soluciones no tienen la misma concentración molar de Ca^{2+}, sus concentraciones son 1M; 1,99 M; 1,5M y 1,8 M, según el orden propuesto en el ejercicio. b) La solución $CaSO_4$ es la que tiene mayor contenido de Ca^{2+} por unidad de volumen.

27) Este gráfico aporta información sobre la solubilidad S de las sales (eje y, expresada como g st/100 ml sv) a medida que aumenta la temperatura (eje x).

En el caso de la oxosal KNO_3 se observa que la solubilidad aumenta a medida que aumenta la temperatura, lo que significa que se pueden disolver mayores cantidades de sal en el mismo volumen de solvente si incrementamos la temperatura.

Por otro lado, la sal binaria NaCl no presenta cambios significativos en su solubilidad a medida que aumenta la temperatura. Esto significa que, aunque aumente la temperatura no se pueden disolver mayores cantidades de sal; si se hiciera, se podría sobresaturar la solución.

Guía de estudio N°10

Unidad 8: Soluciones II

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química.* Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N°4. **Apartados:** 4.1; 4.5

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1) Explicar por qué la Molaridad (M) es una unidad de concentración conveniente en química
2) Describir los pasos básicos implicados en la dilución de una disolución de concentración conocida.
3) Explicar la relación que existe entre la concentraciones y volúmenes de las disoluciones diluidas y concentradas.
4) Explicar el significado de "factor de dilución" y dar un ejemplo.
5) Explicar las interacciones que intervienen en el proceso de proceso de disolución de una sustancia iónica y en el de una sustancia covalente en agua.
6) Identificar a qué tipo de compuestos se los clasifica como electrolitos y cuál es la diferencia entre los fuertes y los débiles

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

7) Indicar qué propiedades adquiere una disolución acuosa cuando en ella se incorporan electrolitos.
8) Explicar a que se llama solución madre. ¿Cuáles son las ventajas de disponer de una solución madre en el laboratorio? ¿Por qué?
9) Explicar cuál es el objetivo de realizar diluciones seriadas.
10) Explicar lo que sucede con la relación entre la concentración y el volumen al mezclar dos disoluciones.

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°10

Unidad N°8: Soluciones

Clase 10: Soluciones II

Ejercicios a desarrollar

1) La glicerina o propanotriol es un alcohol líquido que se utiliza para elaborar diversos productos cosméticos. Se obtiene a partir de los vegetales, su textura es viscosa, se trata de un compuesto inodoro y su principal beneficio es el de hidratar y suavizar la piel gracias a sus propiedades humectantes.

   Si se desean preparar 80 ml de solución al 15% v/v, determinar el volumen de glicerina pura necesario.

2) Se dispone de un ácido nítrico comercial concentrado al 96,73 % m/m y densidad 1,5 g/mL. ¿Cuántos mL del ácido concentrado serán necesarios para preparar 0,2 L de disolución 1,5 M de dicho ácido?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

3) Un frasco contiene una solución de ácido nítrico concentrado (densidad D = 1,193 g/cm^3). Se h una dilución 1/5, agregando agua y se obtiene una solución cuya concentración es 0,50 M. Calc la concentración de la solución concentrada, expresada en % m/m.

4) El hidróxido de magnesio $Mg(OH)_2$, también conocido como "leche de magnesia", es un antiácido de acción local que aumenta el pH del contenido estomacal. Su presentación más común tiene una concentración de 400 mg /5mL. Calcular la concentración de iones OH^- en dicha solución, expresada en M.

5) Se cuenta con 250 mg de polvo liofilizado de Aciclovir (antiviral utilizado para el tratamiento de Herpes Simplex y Herpes Zoster). Para poder usarlo se lo reconstituye con solución fisiológica de tal manera que la concentración del preparado sea de 25 mg/mL. La concentración de la solución para administrar a pacientes no debe superar los 5 mg/mL.

   a) ¿Qué volumen de solución fisiológica se deben agregar a los 250 mg para realizar la reconstitución?

   b) ¿Qué volumen de la esta solución habrá que tomar para preparar 10 mL de la solución para administrar al paciente?

   c) ¿Cuál es el factor de dilución entre la solución del preparado original y la que se va a suministrar al paciente?

6) Los colorantes tienen diversos usos en los laboratorios. Por ejemplo, se los puede emplear para la tinción de bacterias y esporas, a fin de poder observarlas en el microscopio dado que son transparentes. Uno de los colorantes utilizados con este objetivo es la safranina ($C_{20}H_{19}N_4Cl$).

Se desea preparar 200 mL de una solución que contenga 4,5 g/L del colorante, para realizar una tinción. Sabiendo que se cuenta con dos soluciones diferentes del colorante, solución A de concentración 0,5 M y solución B de concentración 1 M.

a) ¿Con cuál de las dos soluciones de colorante se necesitaría menos volumen para preparar la solución requerida?

b) ¿Cuál sería ese volumen necesario de la solución elegida, para realizar la dilución? ¿Cuántos gramos de safranina hay en ese volumen calculado? ¿Y en la solución final?

7) El etanol es usado como desinfectante y antiséptico. Las soluciones de etanol y agua con una concentración de 70% v/v tienen mayor poder antiséptico que el etanol puro, pues el pequeño porcentaje de agua facilita la permeabilidad, logrando que el efecto no sea solo sobre la pared celular de los microorganismos, sino que también actúa en el interior de los mismo, logrando una mayor eficacia. Si bien presenta actividad bactericida, su eficacia es variable frente a hongos y virus y no es activo frente a esporas. En general, el alcohol que se vende en las farmacias tiene una concentración de 96% V/V. Si se desea obtener la solución del alcohol de menor concentración,

a) ¿Cuál es el volumen máximo de alcohol 70% V/V que se podrá preparar a partir de una botella de 500 mL de alcohol al 96%V/V? Considerar volúmenes aditivos para el agua y el alcohol.

b) Describir el procedimiento adecuado para prepararlo.

8) Es muy común encontrar en los laboratorios las llamadas "soluciones madre". Una solución madre es una solución de concentración alta y conocida. A partir de ella, mediante diluciones,

se pueden obtener las soluciones de menor concentración que se deseen; de esta manera, se ahorran recursos y espacio de almacenamiento. Partiendo de una solución madre 0,25 M de $KMnO_4$, se desea obtener 500 mL de una solución con una concentración 0,0125 M:

a) ¿Cuál es el volumen de solución madre necesario? ¿Cuántos moles de $KMnO_4$ hay presentes en ese volumen?

b) ¿Cuál es la cantidad de $KMnO_4$ en moles que contiene la solución diluida?

c) Describir el procedimiento adecuado para obtener la solución diluida.

9) El ácido fosfórico (H_3PO_4) es un sólido incoloro e inodoro y sus soluciones concentradas son por lo general espesas y transparentes. Se utiliza para proteger metales contra la corrosión, para facilitar la adherencia a la superficie dental de los adhesivos, en fertilizantes, detergentes, alimentos, bebidas y en el tratamiento del agua, entre otros usos. Si se diluye una porción de una solución comercial de dicho ácido 85,0% m/m por agregado de agua hasta un volumen de 100 cm^3, se obtiene una solución 14,0% m/m cuya densidad es 1,08 g/cm^3. Calcular la masa de solución comercial empleada.

10) El ácido clorhídrico HCl se utiliza para disminuir el pH de determinadas soluciones ya que aporta H^+ en altas concentraciones. Este ácido viene en una concentración de 37% m/m (densidad 1,19 g/cm^3). Si se desean preparar 2 litros de solución 1M del ácido, ¿Qué volumen del ácido concentrado se debe emplear para preparar esta solución?

11) El bromuro de etidio ($C_{21}H_{20}BrN_3$) es un colorante que se emplea para colorear los geles de agarosa. Una marca comercial ofrece este producto en solución acuosa al 1% m/V. El protocolo para colorear el gel indica que el bromuro de etidio se debe agregar de manera tal de obtener

una concentración de 300 ng/mL en el gel de agarosa. Si se tiene un volumen de 100 mL de gel de agarosa. ¿Cuántos mL de bromuro de etidio 1% m/V deberán agregarse para colorear el gel de agarosa?

12) La concentración del amoníaco usualmente utilizado en la industria es de 25% v/v mientras que su presentación para uso doméstico posee una concentración máxima de 10% v/v. Si se quisiese obtener la presentación para hogares a partir de la industrial, ¿qué factor de dilución habría que utilizar?

13) El Código Alimentario Argentino (http://www.anmat.gov.ar/alimentos/codigoa/CAPITULO_XII.pdf) establece que el agua potable no puede contener más de 45 mg/L de nitratos (NO_3^-).
Al laboratorio llega una muestra de agua (Volumen = 100 mL) a la cual se le debe determinar la concentración de nitratos. Se toma una alícuota de 1 mL de la muestra, se la coloca en un matraz de 10 mL y se agrega agua bidestilada hasta enrasar. De los 10 mL obtenidos se toman 2 mL que se vierten en un tubo, se le agregan 2 mL de reactivo de color y se mide la concentración de nitratos en un espectrofotómetro. El resultado de la medición arroja que la concentración de nitratos en el tubo es 1 mg/L. Considerando que la adición de reactivo de color implica una nueva dilución, responder:

a) ¿Qué factor de dilución se empleó?,(considerar factor de dilución a la relación entre el volumen de la solución que se mide en el espectrofotómetro y la alícuota de la solución original concentrada).

b) Indique la concentración de nitratos en la muestra de agua que llegó al laboratorio, ¿Cumple la muestra con lo que establece la legislación?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

14) A un ayudante de laboratorio se le pide preparar una solución de ácido nítrico (HNO_3) de concentración 3 mM. El ayudante encuentra 2 soluciones de ácido nítrico, una de concentración 1 mM y otra 0,02M. Decide entonces mezclar: coloca en un erlenmeyer 100 mL de la solución 1 mM y 10 ml de la solución 0,02 M.

a) Indicar si logró llegar a la concentración buscada.

b) Indicar en qué proporción hay que mezclar estas soluciones de ácido nítrico si se necesitan 500 ml de la solución de ácido nítrico 3 mM.

15) La lavandina, también conocida como solución de hipoclorito de sodio, es un agente germicida clave en el control de infecciones. Es de rápida acción y es efectiva frente a bacterias, hongos y virus. Además, está ampliamente disponible a un bajo costo. La concentración de la lavandina comercial en general se informa en partes por millón (ppm) o gramos por litro (g/L), de modo que 1000 ppm = 1 g Cl_2/L, también conocida como "concentración de cloro activo"; dicha concentración refiere al cloro diatómico (Cl_2) el cual le dio origen al hipoclorito de sodio (NaClO). La concentración de lavandina habitualmente indicada para desinfección de superficies oscila entre 0,5 g/L y 1 g/L de cloro activo siendo 1 g/L la concentración recomendada para la desinfección de superficies y 0,04 g/L para alimentos.
Dos de sus presentaciones más comunes tienen las siguientes concentraciones. Presentación n°1: 25 g/L; y la presentación n°2: 55 g/L.
Calcular qué diluciones habría que realizar con cada una de las presentaciones de lavandina para obtener 500 mL de las soluciones diluidas de lavandina con las concentraciones recomendadas.

16) El ácido clorhídrico (HCl) es utilizado en los laboratorios para disminuir el pH de distintas soluciones. Como su uso es tan frecuente, se suelen tener en stock diversas soluciones madre. Si se tiene una solución madre con pH = 2, es decir con una concentración de iones H^+ 0,01 M y se la desea armar una solución con pH = 4, es decir con una concentración de iones H^+ de 0,0001 M:

a) ¿Qué factor de dilución habría que emplear?

b) Partiendo de 200 µL de solución madre, ¿hasta qué volumen final deberías llevar la solución inicial con agua destilada para lograr la concentración deseada?

17) Se toman 10 ml de ácido clorhídrico 3,00 M y se diluyen con agua destilada hasta un volumen final de 100,0 ml. A esta solución se la denomina 'Solución X'. Luego, se toman 5,00 ml de la Solución X, llevándola a un volumen final de 250,0 ml con agua.

a. Expresar la concentración de la solución X en M y %m/v.

b. Expresar la concentración de la solución final en M y %m/v.

18) La titulación es un método de análisis químico cuantitativo. Se utiliza para determinar la concentración desconocida de un analito a partir de un reactivo con concentración conocida. En muchos casos se prefiere trabajar con una solución madre de concentración conocida, y preparar a partir de ella soluciones con distintas concentraciones.
Se dispone de 500 mL de una solución de H_2SO_4 con una concentración 1 M, y se necesitan preparar 50 mL de cada uno de 4 soluciones distintas, con las siguientes concentraciones: 1) 1 M, 2) 0,5 M, 3) 0,1 M y 4) 0,05 M.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Calcular el volumen de solución madre tomado para preparar cada solución y estimar cuánto volumen de solución madre sobraría, despreciando el error de pipeteo.

19) Determinadas técnicas analíticas requieren de la realización de una curva de calibración a partir de una solución de Referencia o Testigo. Un Testigo es una solución que contiene el mismo analito que se quiere determinar en la muestra, pero en una concentración conocida. Para realizar la curva de calibración se preparan soluciones Testigo de distinta concentración, que se colocan en tubos que se denominan tubos Testigo; a estos tubos se les añade el reactivo en la misma proporción que al tubo que contiene la muestra (con el analito en concentración desconocida), llamado tubo Muestra. Se prepara la siguiente batería de tubos, utilizando distintos volúmenes de una solución madre (SM) de Testigo de concentración 0,5 M. (recordar que la solución original es la SM, y de ella se parte para realizar las sucesivas soluciones de testigos con distintas concentraciones, por medio de una serie de diluciones). Considerando volúmenes aditivos, indicar cuál es la concentración final de Testigo en cada tubo (expresarlo en mM).

Tubo	Volumen de SM 0,5M (ml)	Volumen de agua (ml)	Volumen de reactivo (ml)	Concentración final de Testigo (mM)
1	0,05	0,45	3,5	
2	0,10	0,40	3,5	
3	0,25	0,25	3,5	

4	0,40	0,10	3,5	
5	0,50	0,00	3,5	

20) Se desea preparar un gel de agarosa para realizar una corrida electroforética, técnica muy utilizada en Biología Molecular- Para ello se deben preparar 500 mL de una solución buffer, realizando una dilución a partir de la solución concentrada 10X (SM o solución stock).

Nota: Se dice que un buffer es nX cuando es n veces más concentrado que la solución de buffer a usar.

a) ¿Qué volumen de solución concentrada se necesita?

b) Describe el procedimiento de preparación y el material empleado.

21) Las normas mínimas de calidad de agua del manual de AySA (consultado en: https://www.aysa.com.ar/media-library/que_hacemos/calidad_agua/10_Normas_de_Calidad_de_Agua.pdf) indican que la concentración máxima de iones Fe (Fe^{2+} y Fe^{3+}) es de 0,1 ppm. Se quiere saber si una muestra de agua tomada del Riachuelo cumple con los valores recomendados. Para ello se realiza una dilución 1/100 de una muestra de agua proveniente de esta fuente. Mediante espectrofotometria de absorción atómica se determinó que la concentración de iones Fe es de 2 µg/L.
En base a la información suministrada, decidir si la muestra cumple con los valores recomendados.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

22) El óxido de cromo (VI) se adiciona a fórmulas líquidas empleadas para preservar madera. Se derrama un bidón de 20 L de solución de CrO_3 de concentración 500 mg/L en una pileta que contiene 80 m^3 de agua.

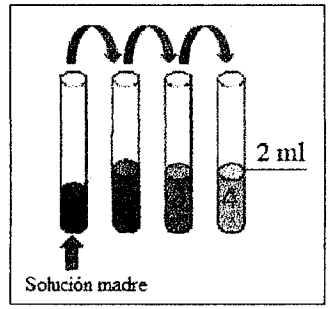
a) Estimar la concentración final de de este compuesto en la pileta, considerando que los volúmenes son aditivos.

b) ¿Cuál es el factor de dilución resultante?

c) Sabiendo que la concentración máxima permitida de Cr es de 10 mg/L ¿podrán los niños sumergirse en esa pileta el próximo verano?

23) Una manera muy común de realizar diluciones en el laboratorio son las llamadas "diluciones seriadas". Este procedimiento se basa en la reducción progresiva, paso a paso, de la concentración de una sustancia en disolución. Por lo general, se parte de la solución a diluir y se realiza la primera dilución, luego a partir de esa dilución se realiza la segunda y así sucesivamente, respetando siempre el mismo factor de dilución. Como el factor de dilución en cada paso es el mismo, se logra una disminución de la concentración en forma de progresión geométrica.

Se dispone de 1 mL de una solución madre de partida de una sustancia con concentración 5 g/L, realizar 3 diluciones seriadas con un factor de dilución ¼ de manera tal de tener 2 mL de cada una de ellas, siguiendo el siguiente esquema:



Nota: el tubo 1 corresponde a la solución madre.

a) Indicar cómo procedería a realizar las diluciones y cuál es la concentración final de cada una de ellas. Volcar las respuestas en el siguiente cuadro:

Tubo	Volumen de solución tomado del tubo anterior (mL)	Volumen de solvente agregado en cada tubo (mL)	Concentración de sustancia (g/L)
2			
3			
4			

b) ¿Qué volumen de solución madre queda sin utilizar?

Una posible estrategia para resolver este ejercicio

A continuación, se desarrolla una posible estrategia para resolver este ejercicio.

Teniendo en cuenta que el ejercicio se basa en dilúciones seriadas, es necesario identificar los datos de cada paso para no cometer errores, dejando en claro los datos que serán fijos en cada una de las diluciones.

La dilución seriada se basa de hacer diluciones sucesivas con el mismo factor de dilución en cada uno de los pasos. Con ello, sabiendo la concentración de partida y el factor de dilución (FD) de cada paso, pueden calcularse las concentraciones en cada etapa (Cf) a partir de la concentración de la etapa anterior (Ci) como:

$Cf = Ci * FD$

Una vez conocidas todas las concentraciones en cada uno de los tubos y a qué volumen se llenó cada tubo (Vf), se pueden calcular los volúmenes utilizados de cada una de las soluciones madre de cada paso (Vi), mediante la siguiente ecuación:

$Vi = Vf*Cf/Ci$

Resolución: Sabemos que cada uno de los tubos deben llenarse con solución hasta obtener un volumen de 2 mL. Luego, teniendo en cuenta el dato de factor de dilución de ¼, podemos calcular la concentración de cada uno de los tubos teniendo en cuenta de que partimos de 5 g/L y que la concentración de cada tubo debe ser menor, ya que estamos llevando a cabo diluciones.

Tubo 2: 5 g/L x ¼ = 1,25 g/L (concentración del tubo 2)

Tubo 3: 1,25 g/L x ¼ = 0,3125 g/L (concentración del tubo 3)

Tubo 4: 0,3125 g/L x ¼ = 0,078 g/L (concentración del tubo 4)

Por otro lado, una vez obtenidas las concentraciones de cada tubo, podremos calcular el volumen necesario de solución madre para cada uno de los pasos:

Tubo 2: V_1= 1,25 g/L * 2 mL / 5 g/L = 0,5 mL

Tubo 3: V_2= 0,3125 g/L * 2 mL / 1,25 g/L = 0,5 mL

Tubo 4: V_3= 0,078 g/L * 0,3125 mL / 5 g/L = 0,5 mL

De modo que la tabla quedaría completa de esta manera:

a)

Tubo	Volumen de solución tomado del tubo anterior (mL)	Volumen de solvente agregado en cada tubo (mL)	Concentración de sustancia (g/L)
2	0,5	1,5	1,25
3	0,5	1,5	0,313
4	0,5	1,5	0,078

b) Para saber cuánta solución madre quedó, se debe tener en cuenta que sólo se la utiliza en el primer paso, es decir, para armar el tubo 2. Por ende, sólo se pipetearon 0,5 mL de solución madre al tubo 2 y, sabiendo que se partió de 1 mL, el volumen de solución madre sin utilizar es de 0,5 ml.

24) Se desea preparar 1 L de disolución de HCl 0,5 M. Para ello se dispone de dos soluciones de este ácido: Solución A: HCl 0,5% m/m y densidad 1,095g/ml y Solución B: HCl 0,8M. Calcular: a) la M de la solución A

b) ¿Con cuál de las soluciones se puede preparar la solución 0,5M? ¿Qué volumen de la misma se debe tomar?

c) Si se mezclan las soluciones A y B para obtener la solución deseada, ¿qué volumen hay que tomar de cada solución?

d) Si se tienen 0,5 litros de la solución A y 1 litro de la solución B y se los mezcla, ¿qué concentración tendrá la solución así preparada? Considerar volúmenes aditivos

25) La reacción entre un ácido y una base se denomina neutralización. El proceso de neutralización consiste en mezclar un ácido y una base de manera tal de obtener la misma concentración de H^+ y de OH^- en la solución final (o sea que no haya exceso de ninguno de los dos iones). Indicar qué volumen de una solución de HCl 0,500 M se necesita para neutralizar por completo cada una de las soluciones siguientes:

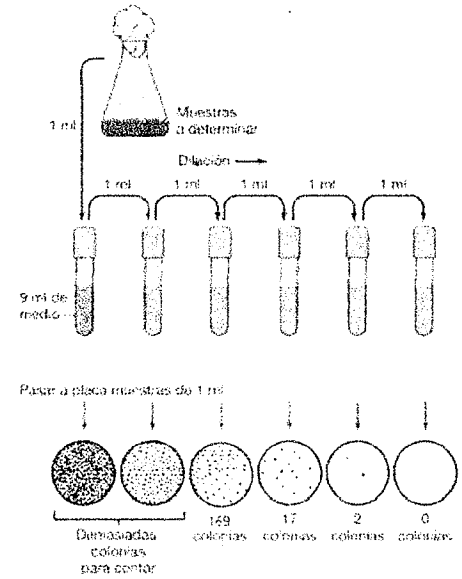
a) 10,0 mL de una solución de NaOH 0,300 M

b) 10,0 mL de una solución de $Ba(OH)_2$ 0,500 M

26) En el laboratorio de bacteriología es muy usado el procedimiento de las diluciones seriadas cuando se quiere determinar el número de microorganismos presentes en una muestra líquida. Se utilizan grandes diluciones de una muestra concentrada para alcanzar la situación en la cual cada colonia de microorganismos que se forma provenga de un solo microorganismo, de esa manera se determina el número de microorganismos en relación con las colonias que se forman, y así se determina el parámetro UFC (unidades formadoras de colonias). En este caso la dilución no se realiza a partir de una solución de una sustancia dada, sino que se realiza a

partir de una muestra líquida con microorganismos suspendidos, sin embargo, el procedimiento de dilución es similar.

Llega al laboratorio una muestra líquida a la que se requiere realizar el recuento de microorganismos. Para ello, se procede a hacer las diluciones seriadas. Primero, se coloca 1 mL de muestra en 9 mL de medio de cultivo. Luego, de dicha suspensión preparada se toma 1 mL se coloca en el segundo tubo conteniendo 9 mL de medio de cultivo. Se repite el procedimiento sucesivamente hasta alcanzar 6 tubos en total, tal y como se muestra en el esquema a continuación.



Se toma una alícuota de cada tubo y se siembra en una placa de agar. Se incuba 24 horas y se cuentan las colonias de microorganismos que aparecen. Es importante tener en cuenta que es necesario tener entre 25 y 250 colonias para que el conteo sea confiable. La cantidad de microorganismos en la muestra se calcula multiplicando el número de colonias contadas, en la placa que tenga la cantidad adecuada de colonias, por la inversa del factor de dilución de la muestra sembrada en esa placa. Contando con la información brindada por el esquema, informar el contenido de microorganismos en la muestra.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 10

1) 12 ml de glicerina
2) 13 ml de ácido concentrado
3) 13,2% m/m
4) 2,76 M de OH^-
5) a) 10 mL b) 2 mL c) 1/5
6) a) La solución B; b) 2,57 mL de solución madre B; c) 0,91 g de safranina en ambas soluciones.
7) a) Vf = 685,7 mL. b) Tomar 500 mL de alcohol 96% y llevarlo a 685,7 mL con agua.
8) a) Vmadre = 25mL y hay presentes 6,25 milimoles de $KMnO_4$. b) 6,25 milimoles de $KMnO_4$.
   c) A 25 mL de solución madre se agrega agua hasta obtener un volumen final de 500 mL.
9) 17,8 g de solución concentrada.
10) 165,8 ml
11) V Solución madre= 3.10^{-3} mL o 3 uL.
12) 2/5 o 1/2,5
13) a) 1/20. b. 20mg/L, cumple.
14) a) Cfinal = 2,7 mM, no se obtiene la concentración deseada (3 mM).
   b) Se deben mezclar 447 mL de solución 1 mM con 53 mL de solución 0,02 M.
15) Vmadre 1= 20 mL y 1,6 ml; Vmadre 2= 9,1 mL y 0,73 ml para preparar en cada caso 500 ml de concentración 1g/L y 0,04 g/L respectivamente.
16) a) 1/100. b) Vf= 20 mL.
17) a) 0,3 M; 1,1 %m/v ; b) $6x10^{-3}$ M; 0,02 % m/v.

18) Sobrarían 417,5 mL de solución madre.

Número de matraz	Concentración (M)	Volumen SM (mL)
1	1	**50**
2	0,5	**25**
3	0,1	**5**
4	0,05	**2,5**

19)

Tubo	Volumen de SM de Testigo (ml)	Volumen de agua (ml)	Volumen de reactivo (ml)	Concentración final de Testigo (mM)
1	0,05	0,45	3.5	**6,25**
2	0,10	0,40	3.5	**12,5**
3	0,25	0,25	3.5	**31,25**
4	0,40	0,10	3.5	**50**
5	0,50	0,00	3,5	**62,5**

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

20) a) Se necesitan 50 mL de solución concentrada. b) Utilizaría un matraz de 500 mL para llevar a Vol final.

21) Se obtiene una concentración de 0,2 ppm, por ende, no cumple la legislación.

22) a) 1,25 x 10^{-3} g/L; b) dil 1/4000; c) sí, podrán bañarse

23) Resuelto

24) a) 0,15M; b) Se puede preparar a partir de la solución B, y se necesitarán 625 mL; c) V_A = 462 mL y V_B = 538 mL; d) 0,58 M

25) a) Va = 6 mL; b) Va = 2 mL

26) La tercera placa tiene un número adecuado de colonias para contar, 169 colonias. El factor de dilución para esta placa es 1/1000, por lo que la cantidad de microrganismos presentes en la muestra es 169.000. Si se usaran los datos de la cuarta placa, al valor de 17 colonias se lo debe multiplicar por 10.000 ya que la dilución en este caso fue 1/10.000, y se llegaría a un valor de 170.000 microrganismos presentes en la muestra. Como vemos, es similar al resultado calculado a partir de la placa anterior.

29) a) 6 mL de HCl b) 20 mL de HCl.

30) C_{Na} = 1,33 M; C_{OH^-} = 1,33 M; C_{Cl^-} = 1,33 M.

Guía de estudio N°11

Unidad N°9: Reacciones químicas y estequiometría

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química.* Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N°3 **Apartados:** 3.7; 3.8; 3.9; 3.10

Capítulo: N°4 **Apartados** 4.1; 4.2; 4.3; 4.4

Capítulo: N°5 **Apartados** 5.4; 5.5; 5.6

Capítulo: N°6 **Apartados** 6.1; 6.2

Anexo I:Reacciones químicas y estequimetria.

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. ¿Qué representa una ecuación química? ¿Qué notaciones y simbologías son imprescindibles en la escritura de una ecuación química? ¿Qué significa cada una de ellas?
2. ¿Por qué es necesario balancear una ecuación química? ¿Qué métodos para balancear las ecuaciones se conocen?
3. ¿A qué llamamos reactivo y a qué llamamos producto? ¿Qué se entiende por reactivo limitante y qué por reactivo en exceso? ¿Cuáles son los criterios para elegir al reactivo limitante en la práctica profesional?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

4. Explique en qué consiste el método del mol.
5. ¿Qué significa que el rendimiento teórico sea mayor al rendimiento real? ¿Existen situaciones donde el rendimiento real sea mayor al rendimiento teórico?
6. ¿Qué características poseen las disoluciones acuosas?
7. ¿Qué características tienen las reacciones de precipitación?
8. ¿A qué se denomina ecuación molecular y ecuación iónica?
9. ¿En qué consiste una reacción de neutralización?
10. Dentro de las reacciones de oxido reducción existen: Reacciones de combinación, reacciones de combustión, reacciones de desplazamiento y reacciones de desproporción. Desarrolle en qué consiste cada una.
11. La estequiometría permite trabajar relaciones entre cantidad de moles y masa, sin embargo, la estequiometría de gases permite trabajar otro tipo de relaciones. ¿Cuáles pueden ser? Ejemplifique
12. ¿Qué estudia la termoquímica? ¿Qué son los sistemas abiertos cerrados y aislados? ¿Cuándo un proceso se denomina exotérmico y cuando se denomina endotérmico?
13. ¿Cómo se relacionan las reacciones químicas con la presión y la temperatura del medio en el que se producen?
14. ¿Qué conexiones se pueden establecer entre las soluciones y las reacciones químicas? ¿Importa al momento de realizar una reacción si la solución es sobresaturada? ¿Por qué?

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problema de Clase N° 11

Unidad N°10: Reacciones químicas y estequiometría

Ejercicios para desarrollar:

1) Balancear las siguientes ecuaciones químicas
   a) $NaOH + MgCl_2 \rightarrow NaCl + Mg(OH)_2$
   b) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
   c) $ZnO + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$
   d) $H_3PO_4 + Cu(OH)_2 \rightarrow Cu_3(PO_4)_2 + H_2O$
   e) $HBr + Mg(OH)_2 \rightarrow MgBr_2 + H_2O$
2) Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas y justificar. En una reacción química de síntesis:
   a) Nunca hay cambio de valencia los elementos participantes
   b) Por lo general se libera energía y la reacción es exotérmica
   c) Se produce una única sustancia compuesta a partir de dos o más sustancias.
3) Indicar si las siguientes afirmaciones son correctas o incorrectas y justificar. Una reacción de descomposición se caracteriza porque:
   a) A partir de una sustancia compuesta sólo pueden obtenerse 2 o más sustancias compuestas.
   b) A partir de una sustancia compuesta pueden obtenerse 2 o más sustancias simples.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

   c) Siempre se producen cambios de valencias en los elementos.

4) Especificar si las siguientes reacciones son de síntesis, descomposición, neutralización o doble sustitución, y balancearlas:
   a) $CuO + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$
   b) $KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$
   c) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$
   d) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
5) Escribir las ecuaciones químicas balanceadas que representan cada uno de los siguientes procesos químicos:
   a) El sodio metálico (Na) reacciona con el agua para producir hidróxido de sodio (NaOH) acuoso e hidrógeno gaseoso (H_2).
   b) El hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) se neutraliza con el ácido nítrico (HNO_3) para dar nitrato de calcio ($Ca(NO_3)_2$) y agua.
   c) El óxido de sodio (NaO) reacciona con el agua para producir hidróxido de sodio (NaOH).
   d) Cuando se burbujea dióxido de carbono (CO_2) sobre una solución acuosa de hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$), se obtiene un precipitado de carbonato de calcio ($CaCO_3$).
6) Uno de los antisépticos más utilizados es la povidona yodada, una solución de yodo. El yodo se puede obtener por una reacción de desplazamiento haciendo burbujear cloro gaseoso

sobre una solución de yodato de sodio. Además del yodo, se obtiene una solución de clorato de sodio. Escribir la ecuación química y balancear.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio es: primero debemos establecer las reglas de la nomenclatura para las oxosales teniendo en cuenta los estados de oxidación de los elementos que componen cada sal, lo segundo es reconocer cuáles son los reactantes y cuáles los productos de la reacción. Tercero y último, es importante recordar la ley de conservación de la materia haciendo uso del método de balance, por ejemplo, por tanteo.

El **I** (Yodo) y el **Cl** (cloro) presentan cinco estados de oxidación (+/-1, +3, +5 y + 7). En este caso, el sufijo "ato" se debe asociar con los dos estados de oxidación más grandes, pero el máximo estado de oxidación (+7) no puede ser porque en el nombre de la sal no lleva el prefijo "per" por lo tanto el único estado de oxidación posible es el **+5.**

El **Na** (sodio) combinado presenta un solo estado de oxidación (+1) y el **O** (oxígeno) presenta en este caso estado de oxidación (-2).

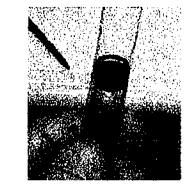
Nota: 1. *Es importante tener en cuenta los estados de agregación en los que se encuentra cada componente de la reacción* **2.** *Al ser una reacción de sustitución, ocurrirá que una de las especies químicas que participan en la reacción desplazará a otra, en este caso, el Cloro desplazará al Yodo que forma parte del Yodato de potasio.*

Solución:

$$Cl_{2(g)} + NaIO_{3(ac)} \rightarrow I_{2(g)} + NaClO_{3(ac)}$$

Ecuación química balanceada

$$Cl_{2(g)} + 2NaIO_{3(ac)} \rightarrow I_{2(g)} + 2NaClO_{3(ac)}$$



7) La deficiencia de hierro constituye uno de los problemas nutricionales más frecuente a nivel mundial. Se lo puede suplementar utilizando dos sales inorgánicas, el sulfato ferroso o sulfato de hierro (II) ($FeSO_4$) y el sulfato férrico o sulfato de hierro (III) ($Fe_2(SO_4)_3$). Escribir las reacciones de formación de estas sales sabiendo que en ambos casos se hace reaccionar el hierro con ácido sulfúrico (H_2SO_4), obteniéndose la respectiva sal e hidrógeno gaseoso (H_2).

8) El cianuro de sodio o cianuro sódico (NaCN) es la sal sódica del ácido cianhídrico (HCN). Se trata de un compuesto sólido e incoloro que hidroliza fácilmente en presencia de agua y óxido de carbono (IV) para dar carbonato de sodio (Na_2CO_3) y ácido cianhídrico. El cianuro de sodio se utiliza sobre todo en minería para extraer el oro y la plata de la roca madre, y es un importante contaminante del agua. Se lo puede obtener a partir de carbonato de sodio, carbono y nitrógeno, según la siguiente reacción química.

$$Na_2CO_3 + 4C + N_2 \rightarrow 2\,NaCN + 3CO$$

Si se mezclan 100 gramos de Na_2CO_3, 50 gramos de C y 50 gramos de N_2:

a) ¿Cuál es el reactivo limitante de la reacción?

b) ¿Cuál es la producción de NaCN en gramos?

9) Una típica reacción que tiene lugar en los alimentos es la reacción de Maillard. Se evidencia por la formación de compuestos pardos en distintos alimentos. A fin de evaluar esta reacción se hace reaccionar un azúcar reductor (glucosa) ($C_6H_{12}O_6$) con una metilamina (H_3CNH_2), según la siguiente reacción:

$$C_6H_{12}O_6 + H_3CNH_2 \rightarrow C_6H_{12}O_5NCH_3 + H_2O$$

Si se hacen reaccionar 150 gramos de glucosa con cantidad suficiente de metilamina, evaluar:

a. La masa de glucosilamina ($C_6H_{12}O_5NCH_3$) obtenida, si el rendimiento de la reacción es del 95%.

b. Si se trabaja con la misma cantidad de glucosa y 20 gramos de metilamina, ¿la reacción produciría más, menos o igual cantidad de producto que el ítem a?

10) La Nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) es un explosivo muy potente. Su descomposición se puede representar mediante:

$$4C_3H_5N_3O_9 \rightarrow 6N_2 + 12CO_2 + 10H_2O + O_2$$

Esta reacción genera una gran cantidad de calor y muchos productos gaseosos

a) ¿Cuál es la máxima cantidad de O_2 en gramos que se obtendrá a partir de 185 gramos de nitroglicerina 92% Pureza?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

b) Calcular el rendimiento de la reacción si se encuentra que la cantidad de O_2 producida fue de 4,70 gramos.

11) El 1, 2, 3-propano triol, glicerina o glicerol ($C_3H_5(OH)_3$) es un alcohol, que se forma en el organismo por metabolismo de los lípidos, en un paso previo al ciclo de Krebs. También es un producto intermedio en el proceso de fermentación alcohólica. La glicerina vegetal, líquido claro y viscoso, es un producto muy utilizado en cosmética por sus propiedades humectantes y protectoras de la piel.

En presencia de permanganato de potasio ($KMnO_4$), la glicerina combustiona, según la siguiente reacción:

$$KMnO_4 + C_3H_5(OH)_3 \rightarrow K_2CO_3 + Mn_2O_3 + CO_2 + H_2O$$

a) Balancear la reacción.

b) Si se tienen 120 gramos de glicerina al 90% m/m y exceso de permanganato de potasio, cuantos gramos de carbonato de potasio (K_2CO_3) se obtienen, si el rendimiento de la reacción es del 85%?

12) La cal "apagada" $Ca(OH)_2$ es un producto ampliamente usado en la construcción. Para su elaboración que se hace reaccionar CaO con cantidad suficiente de agua según la reacción:

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(ac)}$$

a) Balancear la reacción.

b) Si se emplean 20 gramos del óxido, calcular la cantidad de agua necesaria para que reaccione toda la masa de reactivo.

c) Determinar la masa de cal apagada que se forma suponiendo un rendimiento 100%.

13) El sulfuro de zinc (ZnS) está presente en un 74% en el mineral conocido como *blenda*. Esta sal de zinc reacciona con oxígeno según:

$$ZnS(s) + O_2(g) \rightarrow SO_2(g) + ZnO(s)$$

a) Balancear la ecuación.

b) Determinar la masa del mineral necesaria para obtener 256g de $SO_2(g)$

14) La obtención de la aspirina (ácido acetil salicílico) se produce por la reacción del ácido salicílico ($C_7H_6O_3$) y el anhídrido acético ($C_4H_6O_3$). Si se desean producir 0,850 kg de aspirina ($C_9H_8O_4$), según la reacción:

$$C_7H_6O_3(s) + C_4H_6O_3(l) \rightarrow C_9H_8O_4(s) + C_2H_4O_2(l)$$

Calcular la masa de ácido salicílico necesaria, considerando que el rendimiento de la reacción es del 85%.

15) En una experiencia de laboratorio llevada a cabo por un grupo de estudiantes, se hacen reaccionar 10 gramos de zinc metálico con 30 ml de HCl concentrado (37% m/m, δ=1,12 g/ml) con el objetivo de obtener cloruro de zinc ($ZnCl_2$) y gas hidrógeno (H_2). Desarrollar:

a) Plantear la reacción que tiene lugar y balancearla.

b) Determinar cuál es el reactivo limitante y calcular la masa sobrante del reactivo en exceso.

c) ¿Qué volumen de H_2 se obtiene en CNPT (1atm y 25°C)? Suponer 100% de rendimiento.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

16) Para la determinación de la acidez del ácido acético (CH_3COOH) contenido en el vinagre comercial se emplea una solución acuosa de NaOH. Se hicieron reaccionar 10,0 ml de NaOH 0,1 M con 8 ml de ácido acético (5%m/v). La reacción que tuvo lugar se expresa según la siguiente ecuación:

$$CH_3COOH(aq) + NaOH(aq) \rightarrow CH_3COONa(aq) + H_2O(l)$$

a) ¿Existe reactivo limitante? Si existe, indicar cuál es.

b) ¿Qué cantidad de moles de ácido acético se utilizaron?

c) Calcular la masa de sal formada.

17) La lavandina o Hipoclorito de sodio (NaClO) es un potente producto desinfectante para superficies. Se hicieron reaccionar un determinado volumen de cloro gaseoso medido a 30°C y 1,00 atm con hidróxido de sodio (NaOH) y tuvo lugar la siguiente reacción de formación:

$$NaOH(aq) + Cl_2(g) \rightarrow NaClO(aq) + NaCl(aq) + H_2O(l)$$

Si se obtuvieron 3,5g de agua:

a) Estimar la masa de hipoclorito de sodio formado.

b) ¿Qué volumen de Cl_2 y qué masa de hidróxido reaccionaron?

c) Calcular la cantidad de moles de cloruro de sodio (NaCl) producidos y el número de aniones cloruro que se obtienen.

18) Un grupo de alumnos de química inorgánica hace reaccionar 15g de carbonato de magnesio ($MgCO_3$) impuro con exceso de HCl (aq). Como resultado se recogieron 5 dm^3 de CO_2 a una temperatura de 25°C y una presión de 0,500 atm (suponer 100% de rendimiento).

La reacción química que se produce se representa con la siguiente ecuación:

$$MgCO_3(s) + HCl(aq) \rightarrow MgCl_2(aq) + CO_2(g) + H_2O(l)$$

a) ¿Qué masa de $MgCO_3(s)$ reaccionó y cuál es su porcentaje de pureza?

b) ¿Qué volumen de HCl 1M se necesita para hacer reaccionar 20g carbonato de magnesio impuro y qué masa de cloruro de magnesio se obtiene?

19) El sulfato de bario se utiliza para intensificar el contraste durante la visualización del tracto gastrointestinal mediante determinadas técnicas radiológicas. En una práctica de laboratorio, para obtener 40,0 g de dicha oxosal se utilizaron 40g de cloruro de bario ($BaCl_2$) impuro con un exceso de ácido sulfúrico (H_2SO_4), dando lugar al HCl como subproducto (suponer 100% de rendimiento).

a) Escribir la ecuación química balanceada que representa la reacción.

b) Estimar la pureza de la muestra empleada.

c) calcular el volumen de solución de ácido sulfúrico de concentración 0,500 M que se deberá emplear para hacer reaccionar 20g impuros del cloruro de bario

20)Uno de los peores contaminantes atmosféricos es el dióxido de nitrógeno (NO_2). Este gas puede obtenerse en el laboratorio a partir de la reacción de cobre (Cu) con ácido nítrico (HNO_3) concentrado. Además del NO_2 se obtienen nitrato de cobre (II) ($Cu(NO_3)_2$) y agua como subproductos. Para dicha reacción se utilizaron 2 gramos de cobre (pureza del 85%) sólido y un cierto volumen de ácido nítrico concentrado 68%m/m (δ = 1,51 g/cm^3). Determinar a partir de la ecuación balanceada:

$$Cu_s + 4HNO_{3\,ac} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_{2\,g} + 2\,H_2O_l$$

a) El volumen de ácido nítrico necesario para poder reaccionar con el cobre.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

b) El volumen de gas NO_2 producido en CNPT.

Una posible estrategia en la resolución de este problema consiste en:
Para la resolución del ítem b) debemos prestar atención a dos datos que son, 1) que el NO_2 es un gas y el 2) que está CNPT es decir en condiciones normales de presión y temperatura (1 atm y 298K).

Solución:
Nos piden el volumen de ácido utilizado, primero realizamos los cálculos de cuanto cobre puro usamos:

2g Cu (85%puro) $\qquad 2g\ x\ \frac{85\%}{100\%} = 1{,}7g$

Mediante cálculos estequiométricos utilizando la ecuación balanceada establecemos una relación para obtener la cantidad de ácido nítrico utilizado

$$Cu_{(s)} + 4HNO_{3(ac)} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_{2g} + 2\,H_2O_l$$
$$1mol\,Cu + 4\,mol\,HNO_3 \rightarrow 1\,molCu(NO_3)_2 + 2\,molNO_2 + 2\,mol\,H_2O$$

Convirtiendo la relación en gramos

$$64g\,Cu \rightarrow 252gHNO_3$$
$$1{,}7g\,Cu \rightarrow X = \frac{1{,}7\ x\ 252}{64}$$

Masa de $HNO_3 = 6{,}7g$

Ahora calculamos en cuanta solución de ácido nítrico están esos 6,7g

$$68g\,HNO_3 \rightarrow 100g\,sc$$
$$6{,}7gHNO_3 \rightarrow X = 9{,}85g$$

Usando la densidad (D = m/V) calculamos el volumen de HNO_3 utilizado = 6,52 ml.

En el ítem b) utilizamos las mismas relaciones estequiométricas que en el ítem a):

$$Cu_s + 4HNO_{3\,ac} \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_{2\,g} + 2\,H_2O_l$$
$$1mol\,Cu + 4\,mol\,HNO_3 \rightarrow 1\,molCu(NO_3)_2 + 2\,molNO_2 + 2\,mol\,H_2O$$

En este punto conviene trabajar en moles (porque debemos averiguar volumen de un gas), por lo que la masa de cobre de 1,7g la pasamos a moles (n° moles = masa/Peso Cu) y esto da 0,026 moles de cobre.

$$1mol\,Cu \rightarrow 2\,molNO_2$$

$$0{,}026\ mol\ Cu \rightarrow X = 0{,}053 mol NO_2$$

Luego, aplicando la ecuación de los gases ideales obtenemos el volumen de NO_2.

$$\frac{n.R.T}{P} = V$$

$$\frac{0{,}053 mol NO_2 . 0{,}082 \frac{atmL}{mol.K} . 298K}{1atm} = 1{,}30L$$

21) En contacto con el oxígeno, 50g de azufre en polvo (99%pureza) producen un gas característico por su olor irritante, el dióxido de azufre, reacción que se presenta en la ecuación química: $S + O_2 \rightarrow SO_2$

a) En condiciones estándar de P y T (1atm y 0°C) se producen 35 g de SO_2. ¿Qué rendimiento tuvo la reacción?

b) ¿Qué volumen se produjo de SO_2?

22)La glucosa es un azúcar involucrado en la respiración celular y en una gran variedad de procesos metabólicos de los seres vivos. La oxidación de la glucosa da lugar a la formación de gas dióxido de carbono y agua según la siguiente reacción:

$$C_6H_{12}O_6(aq) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + H_2O(l)$$

Suponiendo que un organismo dispone de 0,80 moles de este azúcar y que se produjeron 7L de CO_2 que ejercen una presión de 400 mmHg a 305K. Determinar:

a) La cantidad de moles de oxígeno necesario para generar esa presión y volumen de CO_2

b) ¿Se logró hacer reaccionar toda la glucosa disponible?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

23) El gas de amoniaco (NH_3) es un compuesto altamente irritante para las vías respiratorias. Este gas es producido en la Argentina de manera industrial usando el método de Haber-Bosch, a partir de dos gases diatómicos como son el Nitrógeno (N_2) y el Hidrógeno (H_2). Esta reacción es altamente exotérmica, se lleva a cabo a una presión de 250 atm y a 500°C

a) Escribir la ecuación química balanceada.

b) Calcular los moles de amoniaco que se obtendrían al hacer reaccionar totalmente 100g de nitrógeno gaseoso con la cantidad necesaria de gas hidrógeno.

c) ¿Cuál es el rendimiento porcentual si el amoniaco realmente obtenido si la cantidad de amoniaco obtenida es 4,3 moles?

24) El sulfuro de aluminio, que se encuentra en baterías, cuando entra en contacto con el agua produce el hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$) y sulfuro de hidrógeno (H_2S) en forma de gas. A continuación, se presenta la ecuación de la reacción que tiene lugar:

$$Al_2S_3 + H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + H_2S\ (g)$$

a) Balancear la ecuación.

b) Determinar el reactivo limitante y el que está en exceso, si reaccionan 45 g de sulfuro de Aluminio con 60 gramos de agua.

c) ¿Cuántas moléculas de sulfuro de hidrógeno se formarán? Considerar la información del punto b.

25) La lactosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) es un azúcar presente en la leche de los mamíferos; provee energía tras el proceso de glucólisis. A continuación, se presenta la ecuación general de combustión de este disacárido:

$$C_{12}H_{22}O_{11(ac)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)} + H_2O(l)$$

a) Balancear la ecuación.

b) Calcular cuántas moléculas de CO_2 y H_2O se producen si se consume un litro de leche que presenta una concentración de lactosa 5%m/m (densidad de la leche: 1,034g/cm^3).

26) El principal componente inorgánico de los huesos es el fosfato de calcio, $Ca_3(PO_4)_2$. A partir de este compuesto se puede obtener el fósforo elemental mediante la secuencia de las siguientes reacciones:

- $Ca_3(PO_4)_{2\,(S)} \rightarrow CaO_{(s)} + P_2O_{5\,(g)}$
- $P_2O_{5\,(g)} + C_{\,(s)} \rightarrow P_{\,(s)} + CO_{\,(g)}$

a) Balancear las reacciones que intervienen en este proceso.

b) ¿Cuánto fósforo inorgánico se puede obtener a partir de 300 g de fosfato de calcio?

c) ¿Qué volumen de pentóxido de difósforo se obtiene en CNPT? (usar los datos del ítem b).

27) Un suplemento en forma de comprimido masticable rico en calcio contiene 1250 mg de carbonato de calcio ($CaCO_3$) en cada pastilla. En el estómago, esta sal reacciona con el HCl produciendo cloruro de calcio ($CaCl_2$), CO_2 y agua.

a) Desarrollar la ecuación química que representa la reacción que tiene lugar y balancearla.

b) Calcular la masa de dióxido de carbono y de agua que se forman en el proceso a partir de un comprimido de este suplemento. Considerar 100% de rendimiento.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

28) Una de las prácticas más famosas en la química es la "lluvia de oro", que se produce por la reacción del contenido de dos disoluciones: solución de yoduro de potasio (KI) de concentración 0,1M de y solución de nitrato de plomo (II)($Pb(NO_3)_2$) 0,1M. Como productos de la reacción se obtiene un precipitado amarillo de yoduro de plomo (PbI) y la sal nitrato de potasio (KNO_3) en disolución acuosa.

a) Plantear y balancear la ecuación.

b) Para preparar 300 mL de la disolución de nitrato de plomo (II) 0,1M que es necesaria para la reacción ¿qué volumen se debe utilizar de una solución 0,4 M?

c) Hallar el reactivo limitante y el que está en exceso si se hacen reaccionar los 300 mL de la solución de nitrato de plomo (II) con 550 mL de la solución de yoduro de potasio 0,1M.

d) ¿Cuántos mg del precipitado se obtendrán a partir de los volúmenes de solución propuestos en el ítem C?

e) Calcular el número de moléculas de nitrato de potasio obtenidas en estas condiciones.

Una posible estrategia para resolver consiste en primero, plantear la ecuación química entendiendo quienes son los reactantes y cuáles son las sustancias que se producen. Luego balancear la ecuación por el método más conveniente.

Segundo, para calcular el volumen de la solución más concentrada que se debe emplear para obtener los 300 ml de la solución más diluida se emplea la ecuación:

$$C_1 * V_1 = C_2 * V_2$$

Tercero Para hallar el reactivo limitante y reactivo en exceso se deben considerar los datos de cada reactante y realizar a partir de ellos los cálculos estequiométricos pertinentes.

Cuarto, para calcular la masa en miligramos del precipitado, se debe trabajar con el reactivo limitante y plantear la proporción estequiométrica del caso..

Quinto y último, el número de moléculas de agua se calcula usando el número de Avogadro una vez obtenida la cantidad de agua producida.

Solución:

$$Pb(NO_3)_{2_{ac}} + 2KI_{ac} \rightarrow PbI_{2_s} + 2KNO_{3_{ac}}$$

Sabemos que se necesitan 300 mL de solución de nitrato de plomo (II) 0,1M, que se preparan a partir de un cierto volumen de una solución más concentrada de la misma sal:

Para calcular ese volumen $\frac{C_1 * V_1}{C_2} = V_2$

$$\frac{0{,}1M * 300\,mL}{0{,}4M} = 75\,mL$$

Con el volumen de cada reactivo se calculan los moles de los solutos presentes:

$300\,ml\ de Pb(NO_3)_2\ \ 0{,}1M$= 0,030mol.

550 ml de $KI\ 0{,}1M$ = 0,055 mol

Luego se calculan los moles de KI que reaccionarían con los 0,03 moles de $Pb(NO_3)_2$

$$0{,}030 mol\ Pb(NO_3)_2 * \frac{2\ mol\ KI}{1\ mol\ Pb(NO_3)_2} = 0{,}060\ mol\ KI$$

Como hay solamente 0,055 mol de KI, este resulta ser el reactivo limitante, y con él se harán todos los cálculos posteriores.

Por consiguiente, para hallar los miligramos del precipitado de PbI_2

$$0{,}055\ mol\ KI * \frac{1\ mol\ PbI_2}{2\ mol\ KI} * \frac{461\ g\ PbI_2}{1 mol\ PbI_2} * \frac{1000\ mg}{1\ g} = 12678\ mg\ PbI_2$$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Por último, para hallar las moléculas de KNO_3, a partir de los moles obtenidos y con el número de Avogadro:

$$0{,}055\ mol\ KI * \frac{2\ mol\ KNO_3}{2 mol\ KI} * \frac{6{,}022 * 10^{23} moleculas\ de\ KNO_3}{1\ mol\ KNO_3}$$

$$= 3{,}31 * 10^{22} moleculas\ de\ KNO_3$$

29) Un grupo de estudiantes de agronomía busca producir ácido nítrico a partir de nitrato de potasio (utilizado como fertilizante) y ácido sulfúrico. Según la reacción:

$$KNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

Para esto utilizan 300g de nitrato de potasio 70% puro y 150 ml de H_2SO_4 98%m/m (D = 1,84g/ml).

a) Indicar cuál es el reactivo en exceso.

b) Si la reacción produjo 1,08 moles de HNO_3 ¿qué rendimiento real tuvo la reacción?

c) ¿Qué cantidad de nitrato de potasio se necesitará para hacer reaccionar todo el H_2SO_4?

30) El ácido sulfúrico es un compuesto químico extremadamente corrosivo, que debe ser usado con extremo cuidado. Entre sus numerosos usos, por ejemplo, se lo emplea en la obtención de fertilizantes, en la síntesis de otros ácidos o de sulfatos y en la industria petroquímica.

El ácido sulfúrico reacciona con el hidróxido ferroso obteniéndose como productos agua y sulfato de hierro (II) ($FeSO_4$).

a) Escribir y balancear la ecuación de la reacción que se produce.

b) Calcular cuántos mililitros de Ácido sulfúrico 27% m/v son necesarios para obtener 20 gramos de sulfato de hierro (II) teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 95%.

c) Calcular la molaridad del ácido.

31) La concentración del HCl en el jugo gástrico es aproximadamente 0,08 M. La sensación de "acidez estomacal" se experimenta cuando la concentración de este ácido alcanza niveles acercanos a 0,1 M. Una tableta de antiácido contiene 334 mg de Na_2CO_3 como principio activo. Suponiendo que, durante una situación de acidez estomacal, el estómago contiene 80 mL de HCl 0,1 M. Calcular:

a) El número de mmoles de HCl en el estómago.

b) El número de mmoles de HCl que puede neutralizar cada tableta. Los productos formados son cloruro de sodio, dióxido de carbono y agua.

32) El selenito de sodio (Na_2SeO_3) es un oxosal que se usa en la medicina veterinaria para el tratamiento del síndrome de deficiencia de selenio y vitamina E y para mejorar la ganancia de peso en bovinos recién destetados. Se obtiene tras la reacción de una base fuerte como el NaOH y el óxido de selenio (IV) (SeO_2), y como subproducto se obtiene agua.

Se desean preparar 250 mL de la oxosal al 20% m/v a partir de 45 g de la base y 65 g del oxido (98% pureza).

$$SeO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SeO_3 + H_2O$$

a) Indicar cuál es el reactivo limite

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

b) Decir si es posible la obtención de la masa de soluto necesaria para preparar la solución, con las masas de reactivos propuestas en el enunciado

i. Si es posible, indicar cuánta sal se obtiene realmente

ii. si no es así, ¿cuáles serían las cantidades necesarias para lograr la preparación de los 250 ml de solución?

Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 11

1) a) $2\ NaOH + MgCl_2 \rightarrow 2\ NaCl + Mg(OH)_2$

b) $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

c) $ZnO + 2\ HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$

d) $2\ H_3PO_4 + 3\ Cu(OH)_2 \rightarrow Cu_3(PO4)_2 + 6\ H_2O$

e) $2\ HBr + Mg(OH)_2 \rightarrow MgBr_2 + 2\ H_2O$

2) a) incorrecta b) correcta c) correcta

3) a) incorrecta b) correcta c) incorrecta

4) a) $CuO + 2\ HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$ neutralización
b) $KOH + HNO_3 \rightarrow KNO_3 + H_2O$ neutralización
c) $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ descomposición
d) $SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ síntesis

5) a) $2\ Na\ (s) + 2\ H_2O\ (l) \rightarrow 2\ NaOH\ (ac) + H_2\ (g)$
b) $Ca(OH)_2 + 2\ HNO_3 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + 2\ H_2O$
c) $Na_2O\ (s) + H_2O\ (l) \rightarrow 2\ NaOH\ (ac)$
d) $CO_2\ (g) + Ca(OH)_2\ (ac) \rightarrow CaCO_3\ (s) + H_2O$

6) Resuelto en guía.

7) $Fe\ (s) + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow FeSO_4\ (ac) + H_2\ (g)$
$2\ \ Fe\ (s) + 3\ H_2SO_4\ (ac) \rightarrow FeSO_4\ (ac) + 3\ H_2\ (g)$

8) a) El reactivo limitante es el Carbonato de Sodio; b) 92,45 g.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

9) a) 152,79g; b) menos. Se transforma en limitante la metilamina, y en este caso se obtendrían 118,3g de glucosilamina

10) a) 6,00 gramos O_2; b) Rendimiento: 78,3 %

11) a) $14KMnO_4 + 4C_3H_5(OH)_3 \rightarrow 7K_2CO_3 + 7Mn_2O_3 + 5CO_2 + 16H_2O$
b) 241g de carbonato de potasio

12) a) $CaO\ (s) + H_2O\ (l) \rightarrow Ca(OH)_2\ (ac)$
b) 6,43 H_2O; c) 26,43g $Ca(OH)_2$

13) a) $2\ ZnS(s) + 3\ O_2(g) \rightarrow 2\ SO_2(g) + 2\ ZnO(s)$

b) 526,9g de blenda.

14) 766,67g ac salicílico.

15) a) $Zn\ (s) + 2\ HCl\ (ac) \rightarrow ZnCl_2\ (ac) + H_2\ (g)$

b) RL: Zn; y sobran 1,27g HCl c) 3,74 L

16) a) existe, es el hidróxido de sodio b) 0,001 mol c) 0,082g de sal

17) a) 14,5g b) 4,83 L Cl_2 y 15,56 g NaOH c) 0,194 mol NaCl y 1,17 x$10^{23}Cl^-$

18) a) 8,57g de $MgCO_3$ y 57,12 % pureza b) 272 ml HCl y 12,92g de $MgCl_2$

19) a) $BaCl_2 + H_2SO_4\ (ac) \rightarrow BaSO_4\ (s) + 2\ HCl$
b) 89,1% pureza $BaCl_2$ c) 171,4 ml

20) Resuelto en guía

21) a) 35,35% ; b) 12,24 L

22) a) 0,15 mol O_2 b) no, la glucosa está en exceso.

23) a) $N_2\ (g) + 3\ H_2\ (g) \leftrightharpoons 2\ NH_3$

b) 7,14 moles c) 60,2 % de rendimiento

24) a) $Al_2S_3 + 6\ H_2O \rightarrow 2\ Al(OH)_3 + 3\ H_2S$

b) Al_2S_3 limitante c) $5{,}42 \times 10^{23}$ moleculas H_2S

25) a) $C_{12}H_{22}O_{11}\ (ac) + 12\ O_2(g) \rightarrow 12\ CO_2\ (g) + 11\ H_2O\ (l)$

b) $1{,}09 \times 10^{24}$moleculas CO_2; $1{,}00 \times 10^{24}$moleculas H_2O

26) a) $Ca_3(PO_4)_2\ (s) \rightarrow 3\ CaO(s) + P_2O_5\ (g)$

$P_2O_5\ (g) + 5\ C\ (s) \rightarrow 2\ P\ (s) + 5\ CO\ (g)$

b) 60g de P c) 23,65 L P_2O_5

27) a) $CaCO_3\ (s) + 2\ HCl \rightarrow CaCl_2 + CO_2\ (g) + H_2\ (g)$

b) 0,55g CO_2 y 0,23g H_2O

28) Resuelto en la guía

29) a) H_2SO_4 (ac) b) 51,9 % de rendimiento c) 2,76 moles o 278,8 g

30) a) $H_2SO_4 + Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 + 2H_2O$

b) 50,3 mL del Ácido *c) 2,76 M*

31) a) 8 mmoles b) 6,30 mmoles

32) a) NaOH

b) sí es posible

i. pero hay un exceso de los reactivos, con los 45g de NaOH se producen 97,3 g Na_2SeO_3

ii. las cantidades reales para la obtención de una solución de 250 mL al 20% son: 23,12 g NaOH y 32,1 g SeO_2

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de estudio N°12

Unidad N° 9: Redox y su estequimetría

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química.* Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N° 4 **Apartados:** 4,4

Capítulo: N° 18 **Apartados:** 18.1

Anexo: Balanceo de las reacciones Redox

1) ¿Qué son las reacciones redox?
2) ¿Qué tipo de reacciones químicas pueden ser redox? Explica brevemente cada una.
3) Qué son los números de oxidación y cuál es su relevancia en este tipo de reacciones
4) ¿Qué signica oxidación y reducción? ¿A qué llamamos agente oxidante y reductor?
5) Desarrolla en tus palabras en que consiste el balanceo por el método del ion electrón.
6) Indicar si la siguiente afirmación es verdadera y desarrolla:" En las reacciones redox se realizan dos balanceos simultáneos uno de masa y uno de cargas."
7) ¿En qué consiste el balanceo en medio ácido? Desarrolla.
8) ¿En qué consiste el balanceo en medio básico? Desarrolla
9) ¿Existen reacciones en donde un mismo compuesto se puede oxidar y reducir?
10) ¿A qué nos referimos cuando decimos que un compuesto es un poderoso agente oxidante?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°12

Unidad N°9: Redox y su estequiometría

Ejercicios para desarrollar:

1) a)Asignar los números de oxidación de cada elemento para los siguientes compuestos:

- $K_2Cr_2O_7$
- Cl_2O_7
- CuSe
- $Mn(OH)_3$
- $Ba(OH)_2$
- PH_3
- HIO
- H_2SO_4
- HNO_3
- H_3PO_4
- $AgHSeO_4$
- Cu_2HSbO_3
- $Pb(HCO_3)_4$
- $Cd(NO_2)_2$

b) Plantee las especies disociadas en los casos que corresponda.

2) a) ¿Cuáles de las siguientes reacciones son reacciones redox?

b) Para cada reacción señalar los compuestos que se oxidan, los que se reducen, el agente oxidante y el agente reductor.

a) $H_2 + O_2 \rightarrow H_2O$

b) $H_2O + Na \rightarrow NaOH + H_2$

c) $H_2SO_4 + NaCl \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$

d) $HCl + MnO_2 \rightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$

e) $NaNO_3 + KCl \rightarrow NaCl + KNO_3$

f) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow CO_2 + Fe$

g) $Cr_2O_3 + Al \rightarrow Al_2O_3 + Cr$

3) Indicar si las siguientes afirmaciones sobre la reacción redox que se presenta a continuación son correctas o incorrectas y justificar.

$2\ AgNO_{3(ac)} + Fe_{(s)} \rightarrow Fe(NO_3)_{2(ac)} + 2\ Ag_{(s)}$

a) Los cationes Ag^+ actúan como agentes reductores

b) Los aniones NO_3^- actúan como agentes oxidantes;

c) El Fe se reduce.

d) Los cationes Ag^+ se reducen.

4) Balancear las siguientes reacciones utilizando el método ión-electrón y plantear las semirreacciones que correspondan al proceso de oxidación y al de reducción

a) $H_{2(g)} + Br_{2(g)} \rightarrow HBr_{(g)}$

b) $Ca_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CaCl_2$

c) $Al_{(s)} + Cu(NO_3)_2 \rightarrow Al(NO_3)_3 + Cu_{(s)}$

5) La siguiente reacción es usada principalmente en la medicina veterinaria para obtener bromuro de potasio que actúa como anticonvulsivo.

$$KBrO_{3(ac)} + KI_{(s)} + HBr_{(ac)} \rightarrow KBr_{(s)} + I_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

a) Balancear la ecuación empleando el método del ion-electrón

b) Identificar el agente oxidante y el agente reductor.

6) En una práctica de laboratorio se desea obtener yodo gaseoso (I_2). Para ello se hacen reaccionar yodato de potasio (KIO_3) y yoduro de potasio (KI) en medio acuoso, con ácido sulfúrico (H_2SO_4). Como productos de la reacción se obtienen yodo gaseoso, agua y sulfato de potasio (K_2SO_4).

a) Plantear la ecuación química y balancearla por el método ion-electrón

b) Identificar el agente oxidante y el agente reductor.

c) ¿Qué tipo de reacción redox es?

7) Para la producción de $Cr_2(SO_4)_3$,sustancia muy usada en el curtido, teñido y estampado del cuero, es necesario hacer reaccionar $K_2Cr_2O_7$ con KI y H_2SO_4 concentrado. En esta reacción se generan, además del $Cr_2(SO_4)_3$, I_2, K_2SO_4 y agua

a) Escribir la ecuación química y balancearla

b) Nombrar todos los compuestos que intervienen en la reacción.

c) Indicar las especies oxidante y reductora

8) La casiterita es un mineral formado en su mayoría por dióxido de estaño (SnO_2), compuesto que es muy utilizado en la fabricación de esmaltes cerámicos. Para obtener este óxido se hace reaccionar estaño sólido (Sn) con ácido nítrico concentrado (HNO_3), obteniéndose además monóxido de nitrógeno (NO) y agua.

a) Escribir la ecuación química y balancearla.

b) Indicar el agente oxidante y el agente reductor.

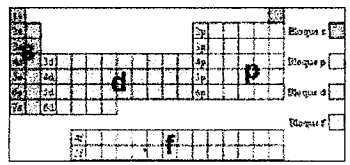
9) El ácido nítrico, muy usado en la fabricación de fertilizantes, al reaccionar con el elemento de configuración electrónica [Kr] $4d^{10}5s^25p^2$ y agua, produce un oxoácido con Sn en su máximo estado de oxidación y monóxido de nitrógeno.:

a) Determinar el elemento al que corresponde la configuración electrónica que se lee en el enunciado,

b) Escribir la ecuación química que tiene lugar y balancear por método ion-electrón en medio ácido.

Una posible estrategia para resolver este ejercicio podría ser:

para el ítem A, analizamos la última sección de la configuración electrónica, conociendo que el último subnivel de dicha configuración nos indica si está en el bloque s, p, d o f tal como se muestra en la figura,



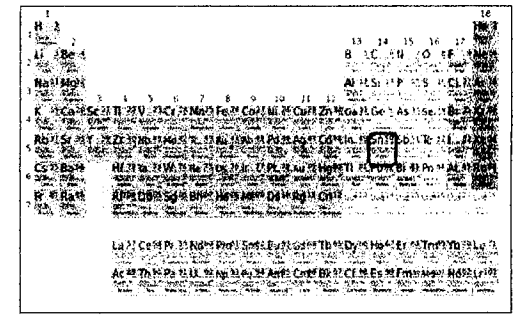
por otro lado, el coeficiente que acompaña al orbital nos menciona el periodo, y el número total de electrones nos menciona el grupo al que pertenece.

Para abordar el ítem B sugerimos repasar nomenclatura. Una vez que escribimos las fórmulas a partir del nombre, identificamos reactivos y productos, les

asignamos el número de oxidación correspondiente y planteamos la ecuación.

Para balancearla podemos utilizar el método ion - electrón en medio ácido.

Solución ítem A: al terminar en $\mathbf{5p^2}$ nos está diciendo que pertenece a la sección de la tabla periódica que termina en el orbital **p** y el 5 nos indica que se encuentra en ese periodo (5), por último, la suma de electrones de $\mathbf{4d^{10}5s^25p^2}$ nos da 14, indicando que se encuentra en el grupo 14, deduciendo y observando en la tabla periódica vemos que se trata del estaño **[Sn]**



Para el ítem B, El enunciado menciona que el ácido nítrico reacciona con el elemento que ya sabemos es el estaño **[Sn]** y con agua. A su vez nos mencionan que se produce un oxoácido y monóxido de nitrógeno. Para plantear la ecuación química sabemos que los reactantes serán el Sn, él ácido nítrico y él agua y los productos serán el oxoácido y el monóxido de nitrógeno.

En el ácido nítrico el nitrógeno está trabajando con su máximo estado de oxidación debido a la terminación "ico"; si el estado máximo del nitrógeno es **5+** la fórmula del ácido nítrico será $H^{1+}N^{5+}O_3^{2-}$.

El enunciado también nos aclara que se obtiene un oxoácido, por lo tanto sabemos que se trata de un ácido con oxígeno en su fórmula.

El estado máximo de oxidación del estaño es **4+** por lo que la fórmula del oxoácido es $H_2^{1+}Sn^{4+}O_3^{2-}$

Para el monóxido de nitrógeno, al usar la nomenclatura sistemática, sabemos que solo tiene un oxigeno (por el prefijo "mono") unido al nitrógeno, entonces la fórmula es $N^{2+}O^{2-}$

Ya escritas las fórmulas de las especies intervinientes, la ecuación química quedaría representada de la siguiente forma:

$$Sn_s + HNO_{3(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2SnO_{3(ac)} + NO_{(g)}$$

Par resolver el ítem c) colocamos los estados de oxidación de los elementos que intervienen en la ecuación:

$$Sn^0 + H^{1+}N^{5+}O_3^{2-} + H_2^{1+}O^{2-} \rightarrow H_2^{1+}Sn^{4+}O_3^{2-} + N^{2+}O^{2-}$$

Se observa que quienes cambian de estado de oxidación son el Estaño y el Nitrógeno por lo tanto armamos las semirreacciones para cada especie resultan:

$$Sn^0 \rightarrow SnO_3^{\ -2}$$
$$NO_3^{\ -} \rightarrow NO$$

Verificamos cuantos electrones intervienen en cada semirreacción, recordando que la reacción transcurre en medio ácido:

$$3H_2O + Sn^0 \rightarrow SnO_3^{\ -2} + 4e^-$$
$$3e^- + NO_3^{\ -} \rightarrow NO + 2H_2O$$

Luego se igualan las semirreacciones para cancelar los electrones que intervienen en ellas. (en las ecuaciones químicas se debe hacer balance de masas y de cargas)

$$(3H_2O + Sn^0 \rightarrow SnO_3^{\ -2} + 4e^- + 6H^+) \times 3$$
$$(3e^- + 4H^+ + NO_3^{\ -} \rightarrow NO + 2H_2O) \times 4$$

Se multiplica cada semirreacción de modo de igualar la cantidad de e- y luego se suman las semirreacciones

$$9H_2O + 3Sn^0 \rightarrow 3SnO_3^{\ -2} + 18H^+ + 12e^-$$
$$12e^- + 16H^+ + 4NO_3^{\ -} \rightarrow 4NO + 8H_2O$$

$$\cancel{9H_2O} + 3Sn^0 + \cancel{12e^-} + \cancel{16H^+} + 4NO_3^{\ -} \rightarrow 3SnO_3^{\ -2} + \cancel{18H^+} + \cancel{12e^-} + 4NO + \cancel{8H_2O}$$

Se cancelan los e- , y las moléculas de H_2O y los H^+ y finalmente se trasladan los coeficientes a la ecuación inicial

$$3Sn_s + 4HNO_{3(ac)} + H_2O_{(l)} \rightarrow 3H_2SnO_{3(ac)} + 4NO_{(g)}$$

10) El cloruro de cromo (III) es un compuesto empleado como fuente del mineral cromo. El cromo es un mineral esencial, necesario para el metabolismo normal de la glucosa y los lípidos y su consumo puede mejorar el funcionamiento de la insulina. Para producir $CrCl_3$ se usa una sal altamente tóxica, el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), que reacciona con ácido clorhídrico concentrado (HCl). Además del cloruro crómico ($CrCl_3$), como subproductos de esta reacción altamente exotérmica se generan cloro gaseoso (Cl_2), cloruro de potasio (KCl) y agua.

a) Escribir la ecuación química que tiene lugar y balancearla.

b) Clasificar los productos generados (decir si se trata de óxidos, ácidos, bases, sales, etc.)

11) El tratamiento de ácido sulfhídrico presente en aguas residuales se realiza con cloro para obtener azufre sólido y anión cloruro.

$$H_2S(ac) + Cl_2(g) \rightarrow S(s) + Cl^-(ac) + H^+(ac)$$

a) Balancear la ecuación química.

b) Indique agente reductor y agente oxidante.

12) Balancear las siguientes dos ecuaciones a partir del método del ion electrón en medio básico:

a) $Cr(OH)_3 + NaOH + Cl_2 \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$

b) $KClO_3 + CrCl_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + H_2O + KCl$

13) Observando la siguiente reacción redox en medio básico:

$Cr_2(SO_4)_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + K_2SO_4 + H_2O$

a) Realizar el balance correspondiente

b) Indicar si las siguientes afirmaciones son correctos o incorrectas:

i. El clorato de potasio es el agente oxidante en la reacción

ii. El potasio no modifica su número de oxidación en el transcurso de la reacción

iii. El cromo se reduce.

iv. El cloro no modifica su número de oxidación

v. Se intercambian 6 moles de e- (electrones).

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

14) La soldadura aluminotérmica se utiliza para unir los rieles ferroviarios. Esta reacción utiliza al óxido férrico en presencia de una superficie de aluminio, en condiciones ácidas, produciendo hierro elemental y óxido de aluminio. Indicar:

a) La ecuación balanceada con sus semirreacciones

b) La cantidad de moles de electrones que intervienen en la reacción.

Posible estrategia para resolver este ejercicio sería: primero identificar los compuestos con sus fórmulas y las condiciones en las que sucede la reacción. Luego plantear la ecuación e identificar los números de oxidación para saber si existe o no una redox. Una vez hecho esto, se balancea por el método correspondiente.

Solución:

Fe_2O_3 (óxido férrico), Al (aluminio elemental), Al_2O_3(oxido de aluminio), Fe (hierro elemental)

La ecuación total: $Fe_2O_3 + Al \rightarrow Al_2O_3 + Fe + calor$

Y las respectivas semirreacciones (en medio ácido) son:

$3\ H_2O + 2\ Al^0 \rightarrow Al_2O_3 + 6\ e^- + 6\ H^+$ (oxidación)
$6\ H^+ + Fe_2O_3 + 6\ e^- \rightarrow 2\ Fe^0 + 3\ H_2O$ (reducción)

Con lo que la ecuación balanceada resulta:

$$Fe_2O_3 + 2\ Al^0 \rightarrow 2\ Fe^0 + Al_2O_3()$$

Intervienen 6 moles de electrones.

15) Se hace reaccionar cloro gaseoso (Cl_2) con una solución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH). Producto de esta reacción se obtienen hipoclorito de sodio (NaClO), cloruro de sodio (NaCl) y agua.

a) Plantear y balancear la ecuación.

b) Indicar la sustancia que se reduce y la que se oxida

c) Sí hicieron reaccionar 2 moles de cloro gaseoso a 25 °C y 1atm, ¿qué cantidad de moles de hipoclorito de sodio y qué masa de cloruro de sodio se obtendrían?

16) En una práctica de laboratorio se experimenta con bromo molecular en medio básico. La reacción química que se produce se expresa en la siguiente ecuación:

$$Br_2 + NaOH \rightarrow NaBr + NaBrO_3 + H_2O$$

a) ¿De qué tipo de reacción se trata? Justificar

b) Balancear la ecuación.

c) Nombrar todas las especies intervinientes.

d) Indicar la cantidad de electrones que intervienen en la reacción.

17) El MnO_2, se conoce como pirolusita y es el óxido más importante del manganeso, una forma de obtenerlo es hacer reaccionar el $KMnO_4$ con $MnSO_4$ en medio básico. Según la siguiente ecuación:

$$KMnO_4 + MnSO_4 + KOH \rightarrow K_2SO_4 + MnO_2 + H_2O$$

a) Balancear la ecuación por método ion electrón.

b) Indicar agente oxidante y agente reductor.

c) Nombrar todos los compuestos

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

18) El óxido de plomo (IV) (PbO_2) es un sólido altamente tóxico que se utilizaba como sustancia selladora de tubos de gas, se obtiene cuando se combustiona sulfuro de plomo (II) (PbS) con oxígeno. Además, como subproducto se genera dióxido de azufre (SO_2), un gas que es altamente tóxico.

a) Plantear y balancear la ecuación

b) Determinar el reactivo limitante y el reactivo en exceso si se tiene 56 g de sulfuro de plomo (II) y 6 L de oxígeno a una presión de 0,86 atm y 30°C

c) Suponiendo exceso de oxígeno cuál sería la producción de gas si se tienen 28 g de sulfuro de plomo (II) con una pureza del 86%.

19) En una práctica de química se hicieron reaccionar 15 ml de una solución acuosa de permanganato de potasio ($KMnO_4$) 0,02M con exceso de gas amoniaco para obtener nitrógeno molecular. Como subproductos se obtuvieron además dióxido de manganeso (MnO_2), hidróxido de potasio (KOH) y agua.

a) Indicar la reacción que tiene lugar y balancearla.

b) ¿Cuál es el agente oxidante y cuál es el agente reductor en esta reacción?

c) ¿Qué masa de amoniaco es necesaria para que reaccione todo el permanganato? ¿qué cantidad de moles hidróxido de potasio se obtienen?

20) El yodato de calcio ($Ca(IO_3)_2$) en contacto con el yoduro de potasio (KI) se usa como aditivo alimenticio en veterinaria. Se hacen reaccionar 4 g de yodato de calcio con 10,89g, yoduro de potasio y exceso de ácido clorhídrico (HCl). Como productos

de la reacción se obtienen cloruro de calcio ($CaCl_2$), cloruro de potasio (KCl), agua y se desprende yodo gaseoso.

a) Escribir y balancear la ecuación por el método de ion-electrón
b) Si se obtuvieron 8 g de yodo gaseoso, ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?
c) ¿Cuántos moles de las sales de potasio y de calcio se obtienen?
d) ¿Qué volumen se obtiene de yodo gaseoso a 25°C y 1,0 atm?

21) El ácido sulfúrico (H_2SO_4) reacciona con el bromuro de potasio (KBr) para dar como productos sulfato de potasio (K_2SO_4), bromo libre (Br_2), dióxido de azufre (SO_2) y agua.

a) Escribir la ecuación y balancearla.

b) Si se hacen reaccionar 68 g de bromuro de potasio con 200 mL de una solución de ácido sulfúrico 2,5 M. Calcular el volumen de dióxido de azufre que se obtendrá a una temperatura de 27 °C y una presión de 750 mm Hg sabiendo que el rendimiento del proceso es del 83 %.

22) El anión clorato al reaccionar con la hidrazina (N2H2) en un medio ácido produce monóxido de nitrógeno (NO) y cloruro. Balancear la reacción y determinar la especie que se reduce.

$$ClO_3^- + N_2H_4 \rightarrow NO + Cl^-$$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

23) La solución de tiosulfato de potasio ($K_2S_2O_3$) es un líquido claro utilizado en variedad de situaciones en el contexto agrícola dado que provee azufre (S).

El tiosulfato de potasio reacciona con yodo gaseoso e hidróxido de potasio, para dar como productos de la reacción sulfato de potasio, yoduro de potasio y agua. Las sales obtenidas ayudan al crecimiento y concentración de minerales en los suelos tratados con esta solución fertilizante.

Se tienen 20 litros de la solución del fertilizante con una concentración al 25%m/m (densidad 1,46 kg/L), y se les añaden Yodo gaseoso y 25 L hidróxido de potasio (KOH) al 85% m/v.

a) Escribir la reacción química balanceada por el método ion electrón
b) Determinar el reactivo limitante y el que se encuentra en exceso.
c) El volumen de yodo a 25°C y 1,0 atm necesario para que reaccione completamente el Reactivo limitante.
d) La producción en kg de las dos sales, suponiendo rendimiento del 100%.

Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 12:

1) a)

+1; +6; -2 $K_2Cr_2O_7$	+7; -2 Cl_2O_7	+2; -2 CuSe	+3; -2; +1 $Mn(OH)_3$
+2; -2; +1 $Ba(OH)_2$	-3; +1 PH_3	+1; +1; -2 HIO	+1; +6; -2 H_2SO_4
+1; +5; -2 HNO_3	+1; +5; -2 H_3PO_4	+1; +1; +6; -2 $AgHSeO_4$	+1; +1; +3; -2 Cu_2HSbO_3
+4; +1; +4; -2 $Pb(HCO_3)_4$	+2; +3; -2 $Cd(NO_2)_2$		

b) $K_2Cr_2O_7 \rightarrow 2K^+ + Cr_2O_7^{2-}$

$CuSe \rightarrow Cu^{2+} + Se^{2-}$

$Mn(OH)_3 \rightarrow Mn^{3+} + 3OH^-$

$Ba(OH)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^-$

$HIO \rightarrow H^+ + IO^-$

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{2-}$

$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$

$H_3PO_4 \rightarrow 3H^+ + PO_4^{3-}$

$AgHSeO_4 \rightarrow Ag^+ + HSeO_4^-$

$Cu_2HSbO_3 \rightarrow 2Cu^+ + HSbO_3^-$

$Pb(HCO_3)_4 \rightarrow Pb^{4+} + 4\ HCO_3^-$

$Cd(NO_2)_2 \rightarrow Cd^{2+} + NO_2^-$

2) a) si

Agente oxidante (se reduce): O_2

Agente reductor (se oxida): I_2

b) si

Agente oxidante (se reduce): H^+

Agente reductor (se oxida): Na

c) no

d) si

Agente oxidante (se reduce el Mn): MnO_2

Agente reductor (se oxida): Cl-

e) no

f) si

Agente oxidante (se reduce el Fe): Fe_2O_3

Agente reductor (se oxida el C): CO

g) si

Agente oxidante (se reduce el Cr): Cr_2O_3

Agente reductor (se oxida): Al

3) a) F, la Ag se reduce, entonces es agente oxidante

b) el anión NO_3- no cambia su estado de oxidación

c) El Fe se oxida

d) es la correcta

4) a) $H_2 \rightarrow 2\ H+ + 2\ e-$

$2\ e- + Br_2 \rightarrow 2\ Br-$

$H_2(g) + Br_2(g) \rightarrow 2\ HBr\ (g)$

b) $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2\ e-$

2 e- + Cl_2 →2 Cl-

Ca(s) + Cl_2(g) → $CaCl_2$

c) 2 (Al → Al^{3+} + 3 e-)

3 (2 e- + Cu^{2+} →Cu)

2 Al(s) + 3 $Cu(NO_3)_2$→ 2 $Al(NO_3)_3$ + 3 Cu(s)

5) a) $KBrO_{3(ac)} + 6\,KI_{(s)} + 6\,HBr_{(ac)} \rightarrow 7\,KBr_{(s)} + 3\,I_{2(g)} + 3\,H_2O_{(l)}$

b) Agente oxidante: BrO_3^-; Agente reductor: I^-

6) a) KIO_3 + 5 KI + 3 H_2SO_4 →3 I_2 + 3 K_2SO_4 + 3 H_2O

b) Agente oxidante: IO_3^-; Agente reductor: I^-

c) se trata de una reacción de dismutación (el mismo elemento se oxida y se reduce, en este caso se trata del Iodo)

7) $K_2Cr_2O_7$ + 6 KI + 7 H_2SO_4 →$Cr_2(SO_4)_3$ + 3 I_2 + 4 K_2SO_4 + 7 H_2O

$K_2Cr_2O_7$: dicromato de potasio

KI: ioduro de potasio

H_2SO_4 : ácido sulfúrico

$Cr_2(SO_4)_3$: sulfato crómico

K_2SO_4 : sulfato de potasio

c) Agente oxidante: $Cr_2O_7^{2-}$; Agente reductor: I^-

8) a) 3 Sn + 4 HNO_3 →3 SnO_2 + 4 NO + 2 H_2O

b) Agente oxidante: NO_3^-; Agente reductor: Sn

9) Resuelto

10) $K_2Cr_2O_7$ + 14 HCl →2 $CrCl_3$ + 2 KCl + 3 Cl_2 + 7 H_2O

$CrCl_3$ y KCl: sales binarias; $K_2Cr_2O_7$: oxosal o sal ternaria

HCl: hidrácido

Cl_2: elemento libre, sin combinar

11) a) $H_2S + Cl_2 \longrightarrow S + 2Cl^- + 2\,H^+$

b) Agente oxidante (se reduce): Cl_2 ; Agente reductor Se oxida el S): H_2S

12) a) 2 $Cr(OH)_3$ + 10 NaOH + 3 Cl_2 → 2 Na_2CrO_4 + 6 NaCl + 8 H_2O

b) $KClO_{3(aq)} + 2\,CrCl_{3(aq)} + 10\,KOH_{(aq)} \rightarrow 2\,K_2CrO_{4(aq)} + 5\,H_2O_{(l)} + 7\,KCl_{(aq)}$

13) a) $Cr_2(SO_4)_3 + KClO_3 + 10\,KOH \rightarrow 2\,K_2CrO_4 + KCl + 3\,K_2SO_4 + 5\,H_2O$

b) I- incorrecto (se considera al anión clorato y no a la sal como agente oxidante)

II- correcto

III- incorrecto, se oxida

IV- incorrecto, se reduce

V- correcto

14) Resuelto

15) a) $Cl_2 + 2\,NaOH \longrightarrow NaClO + NaCl + H_2O$

b) El Cl_2 es la especie que se oxida y se reduce

c) 2 moles NaClO, 117 g NaCl

16) a) Redox en medio básico, y en este caso particular es una dismutación, ya que el Br se oxida y se reduce.

b) $3\ Br_2 + 6\ NaOH \rightarrow 5\ NaBr + NaBrO_3 + 3\ H_2O$

c) Br_2: bromo

NaOH: hidróxido de sodio

NaBr: bromuro de sodio

$NaBrO_3$: bromato de sodio

d) 5 moles

17) a) $2\ KMnO_4 + 3\ MnSO_4 + 4\ KOH \rightarrow 3\ K_2SO_4 + 5\ MnO_2 + 2\ H_2O$

b) agente oxidante: MnO_4^-; agente reductor: Mn^{2+}

c) $KMnO_4$: permanganato de potasio

$MnSO_4$: sulfato manganoso

KOH: hidróxido de potasio

K_2SO_4: sulfato de potasio

MnO_2: dióxido de manganeso

18) a) $PbS + 2O_2 \rightarrow PbO_2 + SO_2(g)$

b) O_2 es el reactivo limitante

c) 6,45 g/ 0,10 mol

19) a) $2\ K\ MnO_4 + 2\ NH_3 \rightarrow N_2 + 2\ MnO_2 + 2\ KOH + 2\ H_2O$

b) agente oxidante: $MnO4^-$; agente reductor: NH_3

c) 0,0051 g NH_3, 3.10^{-4} moles KOH

20) a) $Ca(IO_3)_2 + 10\ KI + 12\ HCl \rightarrow CaCl_2 + 10\ KCl + 6\ H_2O + 6\ I_2(g)$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

b) 80%

c) $5,25x10^{-3}$mol o 0,577g $CaCl_2$; 0.052 mol o 3,87 g KCl

d) 0,77 L

21) a) $2\ H_2SO_4 + 2\ KBr \rightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2(g) + 2\ H_2O$

b) 5,17 L

22) $4ClO_3^- + 3N_2H_4 \rightarrow 6NO + 4Cl^- + 6H_2O$

Se reduce el cloro del clorato.

23) a) $K_2S_2O_3 + 4I_2 + 10KOH \rightarrow 2K_2SO_4 + 8KI + 5H_2O$

b) reactivo limitante es el KOH y el reactivo en exceso el $K_2S_2O_3$

c) 3711 L I_2

d) 13,23 kg de K_2SO_4 y 50,4 kg de KI

Guía de estudio N°13

Unidad n°10: Cinética química y equilibrio químico

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N°13 y 14. **Apartados:** 13.1; 13.4. 14,1; 14,5

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

Cinética

1. ¿Qué es la cinética química? ¿Qué utilidad tiene conocer la cinética de una reacción?
2. ¿Qué relación tiene la velocidad de la reacción con las concentraciones de reactivos y productos?
3. ¿Cuáles son las unidades en las que se expresa la velocidad de una reacción? ¿Por qué cuando el reactivo se consume se debe colocar un menos delante de la ecuación de expresión de velocidad?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

4. ¿Qué es la constante de velocidad (también llamada constante de rapidez)? ¿Por qué factores se ve afectada? ¿Cómo se determina?
5. ¿Qué expresa la ley de velocidad?
6. ¿Qué es el orden de reacción global? ¿Cómo se determina? ¿Cuáles son las unidades de las constantes de velocidad en los diferentes órdenes de reacción global?
7. Establecer las diferencias entre las reacciones de orden cero, orden uno, pseudoprimer orden y segundo orden en base a los siguientes criterios: su dependencia con la variación de concentración de los reactivos.
8. Definir energía de activación.
9. ¿Qué es un catalizador? ¿Cómo se relaciona con la energía de activación?

Equilibrio químico

1. ¿Qué significa que un sistema esté en equilibrio químico? ¿Cómo se alcanza dicho equilibrio?
2. ¿Por qué se dice que el equilibrio químico es un proceso dinámico? ¿Qué significa que la reacción sea reversible?
3. ¿Qué es la constante de equilibrio?
4. ¿Cómo se expresa la constante de equilibrio a partir de las concentraciones de reactivos y productos? ¿y a partir de las presiones parciales? ¿En qué casos se usa cada una? ¿Qué relación existe Kp y Kc?
5. ¿Qué es un equilibrio homogéneo? ¿Cómo se expresa la constante de equilibrio en ese caso?

Química
Cátedra Idoyaga

6. ¿Qué es un equilibrio heterogéneo? ¿Cómo se expresa la constante de equilibrio en ese caso?

7. ¿Cómo se calcula el cociente de reacción? ¿Qué información brinda? ¿Cuál es la diferencia con constante de equilibrio químico?

8. ¿Qué enuncia el principio de Le Chatelier?

9. ¿Qué factores afectan el equilibrio químico?

10. ¿Qué ocurriría con el valor de K y con el cociente de reacción si aumentan o disminuyen las concentraciones molares de reactivos y productos?

11. ¿Qué ocurriría con el valor de K y con el cociente de reacción si aumenta o disminuye la presión o el volumen en el que se lleva a cabo la reacción?

12. ¿Qué ocurriría con el valor de K y con el cociente de reacción si aumenta o disminuye la temperatura en una reacción exotérmica?

13. ¿Qué ocurriría con el valor de K y con el cociente de reacción si aumenta o disminuye la temperatura en una reacción endotérmica?

14. ¿Cuáles son los factores que generan una variación de la constante de equilibrio y cuáles no?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N°13

Unidad n°10: Cinética Química y Equilibrio Químico

Ejercicios a desarrollar

Cinética

1) Los biocombustibles como el etanol (C_2H_6O) se producen a partir de biomasa proveniente de plantas herbáceas, leñosas, residuos de la agricultura y una gran cantidad de desechos industriales. El uso de etanol y sus mezclas con gasolina o diésel como combustible ha demostrado ser beneficioso para los aspectos ambientales debido a que posibilita disminuir las emisiones de CO, hidrocarburos y óxidos de nitrógeno. Previo a realizar las pruebas con una mezcla de etanol-gasolina en un motor de combustión interna, el equipo de investigación procede a estudiar la cinética de la reacción de combustión del etanol, la cual se representa en la siguiente reacción:

$$2\ C_2H_6O + 6\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O\ (g)$$

a) Expresar la velocidad de la reacción en función de la desaparición de los reactivos.

b) Expresar la velocidad de la reacción en función de la aparición de los productos.

2) El Cambio Climático es una variación en el estado del clima cuya causa principal es el aumento de gases de efecto invernadero (GEI) en la atmósfera, derivado de las elevadas emisiones antropogénicas de los mismos, los cuales provocan el calentamiento global. Uno de estos gases es el dióxido de nitrógeno (NO_2), que se produce a partir del monóxido de nitrógeno (NO)

proveniente de la combustión de hidrocarburos en los motores diésel. El monóxido de nitrógeno, en la atmósfera se conjuga con oxígeno molecular (O_2) y da lugar a NO_2.

$$2NO(g) + O_2(g) \longrightarrow 2NO_2(g)$$

Para estudiar la cantidad de NO_2 que se forma a partir de las emisiones de los motores diésel, se necesita conocer la velocidad de la reacción en función de cada reactivo y producto.

a) Expresar la velocidad de desaparición de cada reactivo y la velocidad de formación del producto

b) Si la velocidad de la reacción es 0,066 *M*/s calcular la velocidad de desaparición del oxígeno molecular (O_2), la velocidad de desaparición de monóxido de nitrógeno (NO) y la velocidad de formación del dióxido de nitrógeno (NO_2).

3) El peróxido de hidrógeno (H_2O_2) es un compuesto oxidante frecuentemente utilizado en solución acuosa como antiséptico. La formulación antiséptica más utilizada tiene una concentración de 3% m/V, pero se rotula como "agua oxigenada 10 volúmenes", pues 1 litro de esta solución produce 10 litros de oxígeno a 25°C y 1,0 atm. Una desventaja de estas formulaciones es que el peróxido de hidrógeno se descompone con facilidad generando agua (H_2O) y oxigeno molecular (O_2), por lo que la concentración de H_2O_2 en la solución disminuye con el tiempo, perdiendo su propiedad antiséptica.

$$2H_2O_2\,(g) \rightarrow 2H_2O\,(g) + O_2\,(g)$$

Esta reacción tiene una cinética de primer orden y una constante (k) de 0,0410 min^{-1}. Con la finalidad de predecir la pérdida de las propiedades antisépticas de la solución en función del

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

paso del tiempo, se precisa calcular la velocidad con la que se descompone el peróxido de hidrógeno considerando que la concentración de la solución es de 3%m/V.

a) Calcular la velocidad de la reacción.

b) ¿Qué ocurriría con la velocidad si se aumenta al triple la concentración de H_2O_2? ¿y si se aumenta al doble la concentración de O_2?

4) La combustión incompleta de combustibles fósiles (petróleo y derivados, carbón, gas natural) originan gases como el monóxido de carbono (CO). En áreas urbanas la fuente principal de emisión de monóxido de carbono son los motores de combustión interna de los vehículos, y en menor medida la actividad industrial, la calefacción habitacional y la combustión de desperdicios. Parte del aumento del CO_2, un gas de efecto invernadero, y NO, gas que participa en el aumento del ozono atmosférico, se generan por la reacción de los gases CO y NO_2.

$$CO\,(g) + NO_2\,(g) \rightarrow CO_2\,(g) + NO(g)$$

En el intento de buscar soluciones que reduzcan la contaminación ambiental, se estudia la cinética de dicha reacción y se obtienen los siguientes resultados:

Experiencia	[CO] (M)	[NO_2] (M)	Velocidad (M/s)
1	$2{,}0.10^{-4}$	$0{,}5.10^{-4}$	$1{,}9.10^{-8}$
2	$2{,}0.10^{-4}$	$1{,}0.10^{-4}$	$3{,}8.10^{-8}$

3	$4{,}0.10^{-4}$	$0{,}5.10^{-4}$	$3{,}8.10^{-8}$

A partir de los estos datos experimentales, obtenidos a 280 °C, determinar:

a) Los órdenes parciales de los reactivos.

b) El orden global de la reacción.

c) La constante de velocidad (k)

d) ¿Qué ocurriría con la velocidad de la reacción si aumento al triple la concentración de NO_2?

5) El cloruro de carbonilo ($COCl_2$) es un gas incoloro altamente tóxico que se utilizaba en la primera guerra mundial como arma química. Cuando las personas se exponen a altas concentraciones de este gas pueden presentar desde tos y disnea (dificultad respiratoria o falta de aire) hasta edema pulmonar (Es una acumulación anormal de líquido en los pulmones que lleva a que se presente dificultad de respirar. (para saber más: https://medlineplus.gov/spanish/ency/article/000140.htm). Actualmente, se produce de manera sintética para ser utilizado en la fabricación de tinturas y plaguicidas. Para tener un manejo controlado de la reacción de formación del $COCl_2$ se realizan los siguientes ensayos y se determina la velocidad de la reacción a distintas concentraciones de reactivos:

$$CO(g) + Cl_2(g) \rightarrow COCl_2(g)$$

Experiencia	CO (M)	Cl_2(M)	Velocidad (M/s)
1	0,12	0,20	0,121
2	0,36	0,20	0,363
3	0,12	0,40	0,484

Escribir la ecuación que representa a la velocidad de la reacción.

a) Indicar el orden global de la reacción.

b) Calcular el valor de la constante de velocidad, determinar correctamente sus unidades.

c) ¿Qué ocurriría con la velocidad de la reacción si aumento al triple la concentración de Cl_2?

6) El cloruro de carbono (IV) o tetraclorometano fue usado anteriormente como extintor y en la producción de refrigerante. Este compuesto surge tras la reacción entre el cloroformo y el cloro gaseoso, y se trata de una reacción de primer orden con respecto al $CHCl_3$ y de orden 1/2 con respecto al Cl_2

$$CHCl_{3(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow CCl_{4(g)} + HCl_{(g)}$$

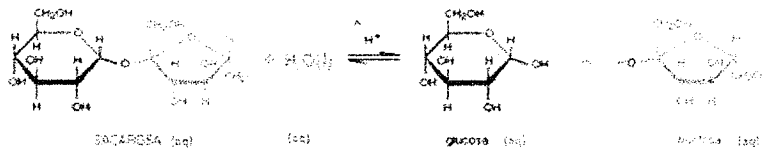
a) Escribir la ecuación de velocidad para dicha reacción

b) ¿Cuál es el orden total de la reacción?

c) Indicar tres factores que afecta a la velocidad de reacción

d) Cuando se añade un catalizador positivo, la velocidad de reacción aumenta. Y la energía de activación (Ea) ¿aumenta o disminuye?

7) La sacarosa es un azúcar no reductor formada por glucosa y fructosa, se suele utilizar en los alimentos debido a su poder endulzante. Cuando la sacarosa ingresa al metabolismo, una parte sufre hidrólisis ácida en el estómago, dando glucosa y fructosa. La cantidad restante se hidroliza gracias a la acción de la enzima sacarasa, la cual se encuentra en el intestino delgado.



Un grupo de investigación estudia la cinética de la hidrólisis ácida de la sacarosa en el estómago con la finalidad de determinar la proporción de sacarosa que se hidroliza en este proceso durante el ciclo digestivo. Experimentalmente se determinó que cuando se aumenta al doble la concentración molar de sacarosa, la velocidad de la reacción se duplica. Por otro lado, al triplicar la concentración de agua, la velocidad no se ve afectada. Teniendo en cuenta lo observado experimentalmente:

a) Indicar los órdenes parciales de la reacción con respecto de cada uno de los reactivos y el orden global de la reacción.

b) Expresar la velocidad de la reacción de hidrólisis según la Ley de velocidad.

c) Una vez alcanzado el equilibrio, ¿cómo será la velocidad de la reacción inversa respecto de la velocidad de la reacción de hidrólisis?

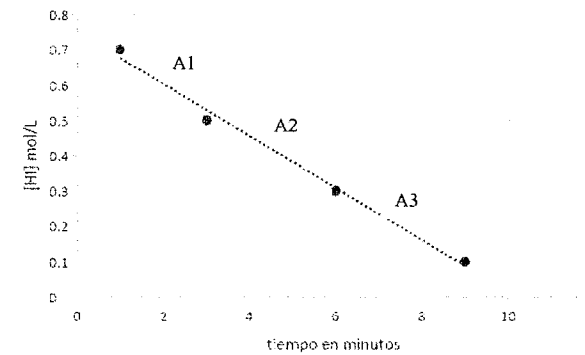
d) Expresar la constante de equilibrio de la reacción de hidrólisis de la sacarosa.

8) El ácido yodhídrico se emplea como suplemento de las dietas deficientes en yodo. Se usa además en la fabricación de tintura de yodo. Su proceso de descomposición produce hidrógeno y yodo diatómico.

a) Escribir la ecuación química del proceso de descomposición, balanceada

b) Indicar el tipo de enlace que presenta el HI (hidruro de iodo).

c) A partir de los datos del gráfico calcular la velocidad de reacción en cada intervalo A1, A2 e A3.



9) La exposición continua al NO_2 se relaciona con diversas enfermedades de las vías respiratorias en personas susceptibles debido a problemas previos como asma o alergias respiratorias.

El NO_2 es un gas de color pardo rojizo que forma un dímero el N_2O_4 que resulta incoloro.

Una mezcla que está en equilibrio a una temperatura de 0 °C es casi incolora, mientras que a 100 °C toma un color pardo rojizo.

$$2\ NO_{2\,(g)} \leftrightarrow N_2O_{4\,(g)}$$

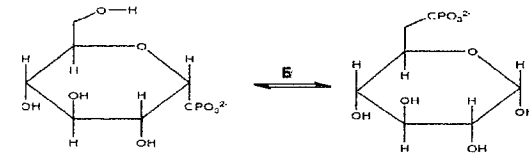
Indicar si la reacción es exotérmica o endotérmica.

10) La lluvia ácida tiene dos orígenes: antropogénico y volcánico. En ambos casos, el trióxido de azufre tiene un papel importante. Los volcanes expulsan óxido sulfuroso en forma gaseosa, el cual en la atmósfera reacciona con oxígeno molecular para formar óxido de azufre (VI). El óxido sulfúrico reacciona con agua para formar ácido sulfúrico, uno de los componentes de la lluvia ácida. Para un mejor análisis de la lluvia ácida generada por los gases volcánicos se estudia, in vitro, la reacción de formación de oxido sulfúrico a 1000°C y 1 atm. Se realiza un primer ensayo colocando en un recipiente hermético una cierta cantidad de SO_2 y de O_2 y se espera que se alcance el equilibrio.

$$2SO_2\,(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2SO_3\,(g)$$

Se determinaron las concentraciones de los reactivos y productos en el equilibrio y los resultados fueron: $[SO_2]$= 0,34M, $[O_2]$= 0,17M y $[SO_3]$= 0,06M. En un segundo ensayo, realizado en las mismas condiciones de presión y temperatura, pero partiendo de otras concentraciones iniciales de SO_2 y O_2, se obtuvieron a las siguientes concentraciones en el equilibrio: $[SO_2]$ = 0,733M, $[O_2]$= 0.366M y $[SO_3]$= 0,19M. Escribir la expresión de Kc y calcularla para cada ensayo ¿Se llega al mismo valor de Kc? ¿Por qué?

11) La glucogenólisis es un proceso catabólico en el cual se degrada el glucógeno para la obtención de glucosa. En este proceso, como en todos los que ocurren en los seres vivos, es necesaria la participación de enzimas que favorecen el desplazamiento de la reacción hacia la formación de los productos deseados. El proceso de glucogenólisis, consiste en la eliminación de un monómero de glucosa de una molécula de glucógeno mediante desfosforilación, para producir glucosa-1-fosfato, que después se convertirá en glucosa-6-fosfato. En este último proceso la enzima que participa se denomina fosfoglucomutasa y tiene la función de catalizar la conversión de glucosa-1-fosfato a glucosa-6-fosfato. Este paso es fundamental ya que la glucosa-6-fosfato es uno de los sustratos iniciales necesarios para la obtención de energía en las células.



Glucosa-1-fosfato Glucosa-6-fosfato

E = La enzima fosfoglucomutasa.

Para estudiar el equilibrio de esta reacción, se desarrolla una experiencia en condiciones controladas de laboratorio. Para ello, se coloca una concentración inicial de glucosa-1-fosfato 0,020M con cantidad suficiente de enzima en un recipiente adecuado, a 25°C. Cuando se alcanza la condición de equilibrio la concentración de glucosa-1-fosfato decrece a 0,001M, mientras que

la concentración de glucosa-6-fosfato aumenta a 0,019M. Teniendo en cuenta las concentraciones obtenidas:

a) Calcular la constante de equilibrio K.

b) Si la reacción no estuviera catalizada por la enzima, ¿se alcanzaría el equilibrio en un tiempo menor o mayor? Fundamentar tu respuesta recurriendo a los conceptos de catalizador y energía de activación.

c) ¿Cuáles serían las concentraciones en el equilibrio en ausencia de enzima?

d) En el cuerpo humano esta reacción ocurre en ocasiones de ayuno en las cuales resulta fundamental la rápida obtención de glucosa-6-fosafato a partir del glucógeno almacenado. En el hígado hay altas concentraciones de esta enzima. ¿Qué importancia tiene este hecho?

12) Pocas reacciones químicas se dan en una sola dirección, la mayoría son reversibles, al menos en cierto grado. Es por eso por lo que el concepto de equilibrio químico desempeña un papel muy importante en las operaciones llevadas a cabo en las plantas químicas, en donde se busca siempre optimizar la cantidad de los productos deseados. Para esto, a veces es necesario hacer ajustes en las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción. Para el estudio del proceso de formación de PCl_3 y Cl_2 a partir de PCl_5 se agregó cantidad suficiente del reactivo al inicio de la reacción en un recipiente rígido de 8L a 293K. Una vez alcanzado el equilibrio, se midió la concentración de cada sustancia, encontrándose 8 mol de PCl_5, 18,8 mol de PCl_3 y 18,8 mol de Cl_2.

$$PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$$

a) Calcular Kc

b) Calcular Kp a esa temperatura.

Una posible estrategia:

El primer paso pasa una correcta resolución es expresar la ecuación de Kc y/o Kp, según los datos que nos aporte el enunciado. Si el enunciado nos da valores de concentraciones de reactivos y productos la Kc, para una reacción tipo $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, se plantea como:

$$Kc = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

En el caso de que no tener el valor de Kc, se debe calcular utilizando las concentraciones de los reactivos y productos expresados en la unidad molaridad (M). Luego, con el valor de Kc se puede calcular el valor de Kp para la misma reacción como:

$Kp = Kc.(RT)^{\Delta n}$

Donde R es la constante de los gases ideales, T (K) es la temperatura a la cual se lleva a cabo la reacción y Δn es la diferencia entre moles de productos y moles de reactivos.

Resolución:

Para la reacción $PCl_5(g) \rightleftharpoons PCl_3(g) + Cl_2(g)$, la Kc a 293 K se expresa como:

$$Kc = \frac{[PCl3]^1[Cl2]^1}{[PCl5]^1}$$

Para poder calcular Kc, se deben utilizar las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio. El enunciado nos dice que la reacción se lleva a cabo en un recipiente de 8L y se obtienen 8 mol de PCl_5, 18,8 mol de PCl_3 y 18,8 mol de Cl_2, por lo que las concentraciones en molaridad (M) son:

$[PCl_5]$ = 8mol/ 8L= 1M

$[PCl_3]$= 18,8mol/ 8L= 2,35M

$[Cl_2]$= 18,8mol/ 8L= 2,35M

Con estos valores se calcula Kc:

$Kc = \frac{[2,35]\ [2,35]}{[1]} = 5,52$

Finalmente, se calcula el valor de Kp:

$Kp = 5,52 . (0,082 . 293)^1$ Donde $\Delta n = 2 - 1 = 1$

$Kp = 132,7$

13) El bromuro de hidrógeno (HBr) es un gas incoloro a temperatura ambiente con un olor agrio e irritante. El compuesto es estable, pero se oscurece poco a poco cuando se expone al aire o a la luz. En solución acuosa forma el ácido bromhídrico, muy utilizado para elaborar productos químicos y farmacéuticos, principalmente para la producción de bromuros inorgánicos, especialmente el bromuro de zinc ($ZnBr_2$), calcio ($CaBr_2$) y sodio (NaBr). También se lo emplea como solvente y en medicación veterinaria.

Se llevó a cabo la reacción de formación del gas bromuro de hidrógeno en un recipiente de 5 L a 1000K, $Br_2(g) + H_2(g) \rightleftharpoons 2HBr(g)$

Al alcanzar el equilibrio las presiones parciales de los gases eran 0,101 atm para el Br_2 ;76,76 mmHg para el H_2 y 19,7 atm para el HBr.

a) Calcular Kp.

b) Calcular Kc a esa temperatura.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

c) ¿cuáles serían las presiones parciales en el equilibrio si la reacción se hubiera llevado a cabo a la misma temperatura, pero en un recipiente de 10L?

14) El monóxido de carbono (CO), también denominado anhídrido carbonoso es un gas incoloro y altamente tóxico. Puede causar la muerte cuando se respira en niveles elevados. Se produce por la combustión deficiente o incompleta de sustancias como gas, gasolina, querosén, carbón, petróleo, tabaco o madera. La aplicación más importante del CO en la industria involucra su reacción con vapor a temperatura elevada para obtener "syngas" o gas de síntesis, que se utiliza, por ejemplo, para producir amoníaco (NH_3) o metanol (CH_3OH).

$$CO\ (g) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons H_2\ (g) + CO_2\ (g)$$

Como parte de un estudio para evaluar las condiciones óptimas para la producción de Syngas, se colocan 120g de CO y 100g de H_2O en un recipiente de 2L. La reacción se lleva a cabo a 1073K hasta alcanzar el equilibrio. Si la constante de equilibrio a esa temperatura es 5,10; indicar:

a) ¿Qué cantidad de moles de H_2 y de CO_2 se obtuvieron?

b) ¿Se podría mejorar la cantidad de Syngas obtenido si se aumenta la presión?

c) En otro recipiente de 4L se está llevando a cabo otro experimento y en un determinado momento se miden los moles de cada una de las sustancias presentes en la mezcla y se obtienen 1,2 moles de CO; 2,2 moles de H_2O; 3,5 moles de H_2 y 6,5 moles de CO_2. Indicar si el sistema en este recipiente se encuentra en equilibrio. Si no lo está, predecir hacia donde se va a desplazar la reacción para alcanzar el equilibrio.

15) El ácido yodhídrico (HI) figura dentro de la lista I de sustancias químicas de la DEA (Drug Enforcement Administration o Administración para el control de Drogas) debido a su utilidad como agente reductor. La reducción del I_2 junto con el fósforo rojo (reacción de Leuckart) se ha convertido en el método más popular para la creación de metanfetamina en los Estados Unidos. La reacción de formación de yoduro de hidrógeno (HI) tiene una constante de equilibrio dependiente de la temperatura. Los valores de Kc a distintas temperaturas son: Kc= 794 a 298 K; Kc= 160 a 500 K y Kc= 54 a 700 K. Dos químicos se encuentran estudiando la reacción en fase gaseosa a 25°C: $H_2 + I_2 \rightleftharpoons 2HI$

Colocaron cantidad necesaria de Iodo e Hidrógeno para que proceda la reacción y una vez alcanzado el equilibrio obtuvieron $[HI] = 2{,}21 \times 10^{-3}M$ y $[I_2] = 1{,}46 \times 10^{-5}M$

a) Calcular la concentración de H_2 en el equilibrio.

b) Calcular las concentraciones iniciales de I_2 e H_2

16) El amoníaco (NH_3) es un gas de olor fuerte, incoloro. Es perceptible por el olor a partir de 6 ppm. Exponerse a concentraciones moderadas puede provocar tos, irritación en la garganta, lagrimeo y ardor en los ojos; si la persona se expone frecuentemente a este gas puede desarrollar una tolerancia (o aclimatación) a los efectos irritantes después de unas cuantas semanas. Para una investigación sobre el efecto del amoniaco en los trabajadores de industrias de productos de limpieza se estudia la reacción de formación del gas a 800K. En un recipiente de 5L se colocan 3 mol de N_2 y 3 mol de H_2. Transcurridas 2 horas se miden las concentraciones de cada sustancia en la mezcla y se obtienen 2,36 mol de N_2, 2,62 mol de H_2 y 0, 61 mol de NH_3. Si K= 0,278 para la reacción a 1 atm y 800K: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

a) La mezcla de reacción ¿se encuentra en equilibrio?

b) En el caso de que la reacción no esté en equilibrio, ¿hacía donde se desplazaría para alcanzarlo, hacia la formación de reactivos o hacia la formación de productos?

Una posible estrategia:

Si se busca analizar si una reacción alcanzó el equilibrio, se debe calcular el cociente de reacción (Qc), que para una reacción tipo $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, se expresa como:

$$Qc = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

El cociente de reacción se calcula utilizando las concentraciones de reactivos y productos presentes en el recipiente en un momento determinado, expresadas en la unidad molaridad (M). El valor de Qc obtenido se compara con el valor de Kc, si Qc=Kc la reacción alcanzó el equilibrio, pero si el valor de Qc es distinto de Kc se debe predecir hacia donde se va a desplazar la reacción para alcanzar el equilibrio.

Resolución:

Para la reacción $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ el Qc a 800K se calcula como:

$$Qc = \frac{[NH3]^2}{[N2]\ [H2]^3}$$

Para poder calcular Qc, se deben utilizar las concentraciones de reactivos y productos obtenidas a las 2 horas. El enunciado nos dice que la reacción se lleva a cabo en un recipiente de 5L y se obtienen 2,36 mol de N_2, 2,62 mol de H_2 y 0, 61 mol de NH_3, por lo que las concentraciones molares son:

$[N_2] = 2{,}36mol/\ 5L = 0{,}472M$

$[H_2]$= 2,62mol/ 5L= 0,524M

$[NH_3]$= 0,61mol/ 5L= 0,122M

Con estos valores se calcula Qc:

$$Qc = \frac{[0,122]^2}{[0,472]\ [0,524]^3} = 0,219$$

Como el valor de Qc es 0,219 y Kc es 0,278, es decir, Qc < Kc, la reacción no alcanzó el equilibrio todavía. La reacción se desplazará hacia la formación de productos, aumentando la concentración de amoníaco y disminuyendo la concentración de nitrógeno e hidrógeno hasta alcanzar el equilibrio.

17) Para realizar una actividad experimental que les permita estudiar algunos aspectos del equilibrio químico, los estudiantes de química deben introducir 1 mol de Selenio (Se) y 1 mol de hidrógeno molecular (H_2) en un recipiente cerrado y vacío de 5L a 727°C. La reacción que se lleva a cabo es: $Se\ (s) + H_2\ (g) \rightleftharpoons H_2Se\ (g)$

Una vez alcanzado el equilibrio los alumnos ven que se consumieron 0,25 mol de Se. Con la información obtenida el profesor a cargo les pide:

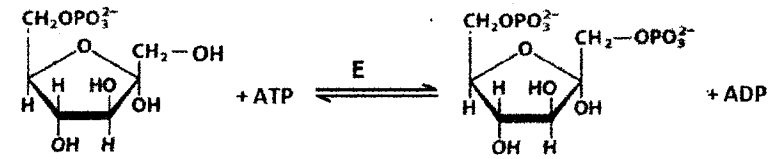
a) Calcular Kc. ¿de qué tipo de equilibrio se trata?

b) ¿Cómo evoluciona el equilibrio si aumenta la presión?

c) Si se agregara un catalizador al comienzo de la reacción, ¿variaría el valor de Kc?

18) La enzima fosfofructoquinasa-1 cataliza la transferencia de un grupo fosforilo desde el ATP a la fructosa-6-P para dar Fructosa-1,6-diP y ADP. Dicha reacción es una de las reacciones

activadoras de la glucólisis, la vía catabólica más importante para la obtención de energía en los organismos vivos:



Fructosa 6-fosfato Fructosa 1,6-bifosfato

E= Enzima fosfofructoquinasa-1

a) Para estudiar la reacción, se realiza un ensayo in vitro, es decir, fuera del organismo; a 36°C y pH=7. Al comienzo de la reacción se colocan 1 ml de solución de Fructosa-6P y 1 ml de solución de ATP en un tubo de ensayo, alcanzando, luego de un tiempo, una concentración final de 2,5µM para ambos reactivos y una concentración de 2,42µM para ambos productos (Fructosa 1-6-bifosfato y ADP), ¿cuál es el valor de la constante de equilibrio?

b) Luego, con la finalidad de evaluar la reacción in vivo (en el organismo) se estudió la reacción en células de hígado y de cerebro. Utilizando las mismas condiciones que en el ensayo anterior, se obtuvo, luego de un tiempo, un cociente de reacción (Qc) de 9.10^{-2} en hígado y de 3.10^{-2} en cerebro, ¿en qué órgano la reacción se encuentra más cerca del equilibrio? ¿Se alcanza el equilibrio de la reacción dentro de las células?

19) Una técnica analítica muy conocida para la identificación de Fe^{3+} en muestras acuosas es la identificación del catión mediante la formación de un complejo coloreado rojo con tiocianato

SCN^-. Un becario procede a realizar dicha reacción para verificar si en tres muestras incógnitas distintas (X, J, B) se encuentra el catión trivalente del hierro. Para llevar a cabo la reacción, en un tubo de ensayo se colocan 2,5 ml de solución incógnita y varias gotas de una solución que contiene tiocianato concentrado (para que este reactivo esté en exceso). Este procedimiento se realiza para las tres muestras incógnitas. La reacción procede como:

$Kc=1{,}4.10^2$ $\quad Fe^{3+}(aq) + SCN^-(aq) \rightleftharpoons Fe(SCN)^{2+}(aq)$

Finalizado los ensayos se observó que en la muestra X no se vio color rojo, en la muestra B se vio un color rojo intenso y en la muestra J, un color rojo tenue. Teniendo en cuenta los resultados responder las siguientes preguntas:

a) Ordene las soluciones en forma decreciente según su concentración de hierro ¿Como se explica que la muestra X no haya desarrollado color?

b) ¿Por qué cuando aumenta la concentración de Fe^{3+}, se observa un color rojo más intenso?

c) Si a la muestra J se le agregara Fe^{3+}, ¿hacía donde se desplazaría el equilibrio? ¿Cómo se vería el color de la muestra?

d) Si, para la muestra J, se midieron concentraciones en el equilibrio de $[Fe(SCN)^{2+}]$= 0,077M y [SCN-] = 0,923M y para la muestra B $[Fe(SCN)^{2+}]$= 0,92M y [SCN-]= 0,08M, calcular la concentración inicial de hierro en cada muestra.

Una posible estrategia:

Cuando se llevan a cabo reacciones con productos coloreados para identificar cierto reactivo, la intensidad del color obtenido sirve para indicar de manera cualitativa cuál es la muestra que tiene mayor cantidad del reactivo. Debemos tener en cuenta que el reactivo que limita la reacción es la sustancia que se busca identificar.

Si la reacción alcanza el equilibrio y se perturba por el agregado de reactivos y/o productos, se puede predecir hacia donde se va a desplazar la reacción para volver a alcanzar el estado de equilibrio. La reacción, en los casos de agregados de reactivos y productos, va a buscar mantener la relación entre las concentraciones en el equilibrio de los mismos.

Cuando la reacción alcanza el equilibrio, se puede cuantificar la concentración inicial del reactivo que se quiere identificar. Primero se debe expresar la Kc de la reacción, para una reacción tipo $aA + bB \rightleftharpoons cC$, sería:

e) $Kc = = \frac{[C]^c}{[A]^a[B]^b}$

Para conocer la concentración inicial del reactivo a identificar, se puede plantear como la diferencia entre la concentración inicial y la concentración utilizada para generar el producto coloreado, donde la última es equivalente a la concentración de producto obtenida en el equilibrio. Para la reacción anterior, siendo A el reactivo a cuantificar, se expresaría como:

f) $Kc = = \frac{[C]^c}{([Ci\,A]-[C])^a[B]^b}$

Donde únicamente habría que despejar el termino $[Ci\,A]$ para obtener el resultado en la unidad de concentración molaridad (M).

Resolución.

En la reacción Fe^{3+} (aq) + SCN^- (aq) ⟷ $Fe(SCN)^{2+}$(aq), el tiocianato de hierro ($Fe(SCN)^{2+}$) es un producto coloreado rojo. Como el reactivo SCN^- se encuentra en exceso, la formación del producto rojo está determinado por la cantidad de hierro en la muestra.

En el caso de las muestras X, J y B, si las ordenamos en forma decreciente según la concentración de hierro sería B>J>X. En el caso de la muestra X no se observa color rojo, esto puede deberse a que no hay hierro presente en la muestra o a que hay un inhibidor de la reacción (otra sustancia interfiere en la reacción no permitiendo que se forme el producto rojo).

En cuanto a las muestras B y J, vemos que la muestra B presenta mayor intensidad del color que la muestra J. Esto se debe a qué a mayores concentraciones de hierro, mayor es la concentración de tiocianato de hierro que se alcanza en el equilibrio.

Ahora, si en la muestra J se agregara una cierta cantidad de Fe^{3+}, primero se perturbaría el estado de equilibrio y como dice el principio de Le Chattelier, la reacción va a evolucionar hasta alcanzar nuevamente el equilibrio. En este caso, como se se agrega una cierta cantidad de uno de los reactivos, la reacción se va a desplazar hacía la formación de productos, lo cual se traduciría en un aumento de la intensidad del color rojo debido a que aumenta la concentración del tiocianato de hierro.

Por último, para la muestra J y la muestra B se determinaron las concentraciones de tiocianato de hierro y de anión tiocianato en el equilibrio. Con estos datos se calcula la concentración inicial del catión hierro trivalente en cada muestra.

Para la reacción colorimétrica llevada a cabo la constante de equilibrio es:

$$Kc = \frac{[Fe(SCN)2+]}{[Fe3+]\ [SCN-]} = = 1{,}4.10^2$$

En la muestra J las concentraciones en el equilibrio son:

$[Fe(SCN)^{2+}] = 0{,}077M$

$[SCN\text{-}] = 0{,}923M$

$[Fe^{3+}] = [Ci\ Fe^{3+}] - [Fe(SCN)^{2+}]$

Por lo tanto, la concentración inicial de Fe^{3+} (CiFe3+) se calcula como:

$$Kc = \frac{[0{,}077]}{([\boldsymbol{CiFe3}+]-[0{,}077])\ \ [0{,}923]}$$

Donde $Kc = 1{,}4.10^2$ $\qquad 1{,}4.10^2 = \frac{[0{,}077]}{([\boldsymbol{CiFe3}+]-[0{,}077])\ \ [0{,}923]}$

Se despeja CiFe3+ $\qquad 1{,}4.10^2 . ([\boldsymbol{CiFe3}+] - [0{,}077]) = \frac{[0{,}077]}{[0{,}923]}$

$$1{,}4.10^2[\boldsymbol{CiFe3}+] - 10{,}78 = \frac{[0{,}077]}{[0{,}923]}$$

$$1{,}4.10^2[\boldsymbol{CiFe3}+] = \frac{[0{,}077]}{[0{,}923]} + 10{,}78$$

$$1{,}4.10^2[\boldsymbol{CiFe3}+] = 10{,}86$$

$$[\boldsymbol{CiFe3}+] = \frac{10{,}86}{1{,}4.10\text{^}2}$$

$$[\boldsymbol{CiFe3}+] = 0{,}078M$$

En la muestra B las concentraciones en el equilibrio son:

$[Fe(SCN)^{2+}] = 0{,}92M$

[SCN-] = 0,08M

$[Fe^{3+}] = [Ci\ Fe^{3+}] - [Fe(SCN)^{2+}] = [Ci\ Fe^{3+}] - 0{,}92\ M$

Por lo tanto, la concentración inicial de Fe^{3+} (CiFe3+) se calcula como:

$$Kc = \frac{[0{,}92]}{([CiFe3+]-[0{,}92])\ \ [0{,}08]}$$

Donde Kc= $1{,}4.10^2$ $\qquad 1{,}4.10^2 = \frac{[0{,}92]}{([CiFe3+]-[0{,}92])\ \ [0{,}08]}$

Se despeja CiFe3+ $\qquad 1{,}4.10^2 . ([CiFe3+] - [0{,}92]) = \frac{[0{,}92]}{[0{,}08]}$

$$1{,}4.10^2 [CiFe3+] - 128{,}8 = \frac{[0{,}92]}{[0{,}08]}$$

$$1{,}4.10^2 [CiFe3+] = \frac{[0{,}92]}{[0{,}08]} + 128{,}8$$

$$1{,}4.10^2 [CiFe3+] = 140{,}3$$

$$[CiFe3+] = \frac{140{,}3}{1{,}4.10\hat{}2}$$

$$[CiFe3+] = 1M$$

20) El tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) es ampliamente utilizado en los cohetes como comburente de elevado punto de ebullición en conjunción con combustibles a base de derivados de hidracina (metilhidrazina, dimetilhidracina asimétrica). El tetraóxido de dinitrógeno está en equilibrio con el dióxido de nitrógeno (NO_2) según la reacción:

$$N_2O_4\ (g) \rightleftharpoons 2\ NO_2\ (g)$$

Se tiene un recipiente rígido de 2 L a 35 °C, 8 moles de tetraóxido de dinitrógeno y 12 moles de dióxido de nitrógeno.

a) Calcular la Kc; b) Calcular la Kp

21) El biodigestor es un depósito completamente cerrado, donde los residuos orgánicos, o el estiércol de los animales se fermenta sin aire para producir gas metano (CH_4) y un sobrante, o líquido espeso, que sirve como abono. El gas metano es un conocido hidrocarburo con usos domésticos e industriales. En el ámbito doméstico su combustión se utiliza para calefacción y para cocinar. Además de la combustión, el metano se puede hacer reaccionar con vapor de agua (Reformación) para obtener Hidrógeno (H_2) para emplearlo como combustible. Con el fin de buscar distintos catalizadores para la "reformación" del metano, se lleva a cabo la reacción a 800°C, en un recipiente de 5L de capacidad.

$$CH_4\ (g) + H_2O\ (g) \rightleftharpoons CO\ (g) + 3H_2\ (g) \qquad Kc = 185.$$

a) Calcular el valor de Kp a la misma temperatura.

b) Al comienzo de la reacción se colocan en el recipiente iguales cantidades de metano y vapor de agua y se deja transcurrir el tiempo adecuado para que la reacción llegue al equilibrio. En ese momento, las presiones parciales del monóxido de carbono (CO) y de hidrógeno son 15 y 45 atm respectivamente. Indicar cuáles son las presiones parciales (en atm) de los dos reactivos en el equilibrio y cuáles eran las presiones parciales iniciales de estos dos gases.

c) ¿Qué indica un valor de Kp tan grande? ¿Qué se puede decir con respecto a la cantidad de reactivos que reaccionaron respecto de la cantidad inicial que había?

d) Teniendo en cuenta que la reacción es exotérmica, ¿Cómo se desplazará la reacción si se aumenta la temperatura? ¿Seguiría teniendo el mismo valor de K? En caso contrario, ¿cómo se vería reflejada dicha variación?

22) Continuando con el estudio del cloruro de carbonilo o fosgeno ($COCl_2$), gas utilizado como arma química durante la Primera Guerra Mundial, se procede a observar la disociación del gas. La siguiente reacción tiene una constante de equilibrio Kc= $1{,}66.10^{2}$, la cual se obtuvo estudiando la cinética de las reacciones directa e inversa:

$$COCl_2\,(g) \rightleftharpoons CO(g) + Cl_2(g)$$

Se realizó un ensayo a 25°C en el cual inicialmente se colocaron 1,2 moles de CO y 1,2 moles de Cl_2 en un recipiente rígido de 6L. La reacción transcurrió a presión y temperatura constante hasta alcanzar el equilibrio.

a) Calcular las concentraciones de todas las especies en equilibrio.

b) Calcular Kp

c) ¿Cómo evolucionaría la reacción, si una vez alcanzado el equilibrio se agregaran más moles de Cl_2?

23) La formación del NO, tiene lugar en la atmósfera, por la reacción de N_2 (g) y O_2 (g). La formación de monóxido de nitrógeno gaseoso partiendo de los elementos es un proceso que no se ve muy favorecido termodinámicamente hablando, cuando ocurre a temperatura ambiente. Sin embargo, debido a que es una reacción de tipo endotérmica, a temperaturas cercanas a 1800 K, se forman cantidades considerables de NO gaseoso. Las temperaturas altas que se consiguen en las descargas eléctricas de las tormentas, hacen que en la atmósfera se forme de manera natural, NO (g). El NO, también se genera debido a la actividad humana. En las cámaras de combustión de los motores de explosión de los coches se llega a temperaturas bastante altas, siendo

significativa la formación de NO (g), pues el N_2 y el O_2 proceden del aire que se mete dentro del combustible.

$$N_2\,(g) + O_2\,(g) \rightleftharpoons 2NO\,(g)$$

Para realizar un estudio in vitro sobre la producción de NO, se colocaron 15 moles de O_2, una cantidad desconocida de N_2 y 3 moles de NO en un recipiente de 5 L a 305 K. Luego de cierto tiempo la reacción alcanzó el equilibrio y se determinó que, en esa situación, en el recipiente había 25 moles de NO. La constante de equilibrio a esta temperatura es Kc= 6,25.

a) Calcular la cantidad de moles de N_2 agregada inicialmente al recipiente.

b) Calcular las concentraciones de todas las especies en equilibrio.

c) Justificar en qué dirección se desplazará la reacción si disminuye la cantidad de moles de N_2.

Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 13

1) a) $V = -½\ \Delta[C_2H_6O]/\Delta T = -⅙\ \Delta[O_2]/\Delta t$

b) $v = ¼\ \Delta[CO_2]/\Delta t = ⅙\ \Delta[H_2O]/\Delta t$

2) a) Velocidad de desaparición de NO $= -\frac{1}{2}\Delta\ [NO]/\Delta t$

Velocidad de desaparición de $O_2 = -\Delta\ [O_2]/\Delta t$

Velocidad de producción de $NO_2 = \frac{1}{2}\Delta\ [NO_2]/\Delta t$

b) $V_{NO} = 0{,}132$ M/s; $V_{NO2} = 0{,}132$ M/s; $V_{O2} = 0{,}066$ M/s

3) a) V= 0,0362 M/min b) Si aumenta al triple la concentración de H_2O_2, la velocidad aumenta al triple. Si aumenta la concentración de O_2 la velocidad no se ve afectada.

4) a) El orden parcial de NO_2 es 1 y el de CO es 1.

b) El orden global de la reacción es 2.

c) $k = 1{,}9\ M^{-1}.s^{-1}$

d) La velocidad aumentaría 3 veces.

5) a) $V = k\ [CO]^1[Cl_2]^2$

b) El orden global es 3

c) $k = 25{,}2\ M^{-2}.s^{-1}$

d) La velocidad aumentaría 9 veces.

6) a) $V = k\ [CHCl_3]\ .\ [Cl_2]^{½}$

b) El orden es de 3/2 = 1 + ½

c) Temperatura, presión (aunque en este caso no afecta porque $\Delta n = 0$) y presencia de un catalizador

d) La energía de activación (E_A) disminuye

7) a) El orden para la sacarosa es 1 y para el agua es cero. El orden global es 1.

b) $V = k\ [Sacarosa]^1$

c) La velocidad de la reacción inversa es igual a la velocidad de la reacción directa, cuando se alcanza el equilibrio

d) K= [Glucosa].[Fructosa]/ [Sacarosa]

8) a) $2HI \rightarrow H_2 + I_2$

b) covalente

c) I1 = -0,1 mol. $L^{-1}.min^{-1}$; I2 = -0,067 mol.$L^{-1}.min^{-1}$; I3= -0,067 mol.$L^{-1}.min^{-1}$

9) La reacción es exotérmica

10) $Kc = [SO_3]^2/[SO_2]^2.[O_2]$, en ambos ensayos la Kc da 0,183 debido a que se está trabajando a la misma temperatura.

11) a) K= 19

b) En un tiempo mayor debido a que sin la enzima (catalizador), la energía de activación sería mucho mayor.

c) Las mismas concentraciones.

d) Cumplir con la demanda de energía rápidamente, en este caso, obtener lo antes posible la glucosa-6P.

12) a) Kc= 5,52

b) Kp= 132,7

13) a) Kp= $3,8.10^4$

b) Kc= $3,8.10^4$

c) En un volumen de 10L Pp_{Br2}=Pp_{H2}= 0,0505 atm y Pp_{HBr} = 9,85 atm.

14) a) Se obtienen 3,32 moles de cada uno de ellos.

b) No, la variación de presión no altera el equilibrio.

c) La reacción no se encuentra en equilibrio, Qc>Kc. La reacción va evolucionar hacia la formación de CO y agua.

15) a) $[H_2]$ =$4,21 .10^{-4}$M

b) $[I_2]$ = $1,12.10^{-3}$M y $[H_2]$ =$1.53.10^{-3}$M

16)) No se encuentra en equilibrio Qc < Kc.

b) Para alcanzar el equilibrio la reacción se va a desplazar hacia la formación de productos.

17) a) Kc= 0.333 Es un equilibrio heterogéneo.

b) El equilibrio no se desplaza; c) La Kc no varía

18) a) Kc= 0,937

b) En el hígado el cociente de reacción está un poco más cerca del equilibrio. Dentro de las células no se alcanza el equilibrio químico de las reacciones.

19) a) B >J >X. La muestra X no presenta coloración roja porque no tiene Fe^{3+} o porque la reacción no se está dando correctamente debido a alguna interferencia.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

b) Debido a que se forma más producto coloreado rojo $Fe(SCN)^{2+}$.

c) Se desplaza hacia productos, y macroscópicamente se vería más intensa la coloración roja.

d) Muestra J: [Fe3+]= 0,078M y muestra B: [Fe3+]= 1M.

20) a) Kc: 9; b) Kp: 227,41

21) a) Kp= $1,4.10^6$; b) En el equilibrio $Pp_{CH4} = Pp_{H2O}$ = 0,988 atm

En la situación inicial $Pp_{CH4} = Pp_{H2O}$ = 15,988 atm

c) El valor tan elevado de Kp indica que la reacción directa es mucho más favorable que la reacción inversa, en otras palabras, el equilibrio está muy desplazado hacia la formación de productos. Inicialmente había 0,91 moles de metano y de agua de los cuales reaccionaron 0,85 moles, quedando en el equilibrio apenas 0,06 moles.

d) Al aumentar la temperatura la reacción se desplaza hacia reactivos y el valor de K disminuye.

22) a) $[COCl_2]$= $2,4.10^{-4}$ M; [CO]= 0,199M y $[Cl_2]$= 0,199M

b) Kp= 4056

c) La reacción se desplaza hacia reactivos.

23) a) 36 moles de N_2 b) [NO]= 5M; $[N_2]$= 5M y $[O_2]$= 0,8M

b) La reacción se desplazará hacia los reactivos.

GUÍA DE ESTUDIO N°14

Unidad 11: Ácidos y bases

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. Mexíco: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: 4. Apartados: 4.3 y 4.7. **Capítulo: 15. Apartados:** 15.1; 15.2; 15.3; 15.4; 15.5; 15.6; 15.7; 15.9 y 15.10

Al concluir la lectura del material propuesto por la Cátedra para esta unidad, deberías estar en condiciones de responder a las siguientes cuestiones:

1. ¿A qué se hace referencia al decir "ácido y/o base de Bronsted"?
2. ¿Qué es un par conjugado ácido-base? ¿Cómo se puede saber qué especie es un ácido conjugado y qué especie es una base conjugada?
3. ¿Qué significa que un ácido o una base sea fuerte? ¿Y que sea débil?
4. ¿Qué es una valoración ácido base? ¿en qué consiste?
5. ¿Qué es una reacción de neutralización?
6. ¿En qué consiste la auto protolisis del agua? ¿Es un electrolito fuerte o débil? ¿Cómo se representa el equilibrio de ionización del agua? Indicar los pares base/ácido conjugados.
7. ¿Qué es la Kw (K water)? ¿Cómo se representa? ¿Y su valor numérico?
8. Defina pH. ¿Cómo se puede calcular? ¿Es lo mismo que pOH? Si la respuesta es negativa, indicar la diferencia.
9. ¿Qué es la escala de pH? ¿Cómo se asocia dicha a escala a los términos solución ácida, neutra o básica?
10. ¿Cómo se puede deducir teóricamente y calcular analíticamente la constante de ionización de un ácido? ¿Y la de una base? ¿Cuál es la relación entre ellas?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

11. ¿Qué tipo de electrolitos poseen una constante de ionización ácida y cuáles poseen constante de ionización básica?

Química
Cátedra Idoyaga

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 14

Unidad N°11: Reacciones Ácido-Base

Ejercicios para desarrollar:

1) a. Clasificar las siguientes sustancias en AF (ácido fuerte), BF (base fuerte), AD (ácido débil), BD (base débil) y N (neutro).

Amoniaco (NH_3)	Hidróxido de sodio (NaOH)
Ácido nítrico (HNO_3)	Ácido nitroso (HNO_2)
Ácido acético (CH_3COOH)	Metilamina (CH_3NH_2)
Ácido perclórico ($HClO_4$)	Ácido fórmico (HCOOH)
Hidróxido de Magnesio ($Mg(OH)_2$)	Ácido clorhídrico (HCl)

b. Escriba las especies iónicas disociadas en medio acuoso.

2) Completar la siguiente tabla con los pares ácido/bases conjugados correspondientes a cada sustancia.

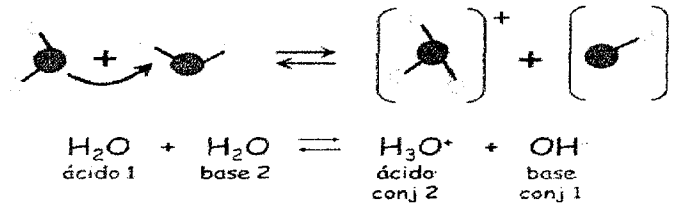
Ácido	**Base**
HCl	
	NaOH
	Br^-
Ca^{2+}	

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

HF	
	NH_3
	CH_3NH_2

- Desarrollar las ecuaciones de ionización en medio acuoso para cada sustancia

3) La autoionización del agua es una reacción endotérmica.



Un estudiante midió el pH del agua recién destilada, sin CO_2 y a 50 ° C, encontrando el valor 6,6. Sospechoso de que el dispositivo de medición era defectuoso porque esperaba el valor 7,0 consultó a un colega que hizo las siguientes declaraciones:

i. Su valor (6,6) puede ser correcto, ya que 7,0 es el pH del agua pura, pero a 25 ° C

ii. La aplicación del principio de Le Chatelier al equilibrio de ionización del agua justifica que a medida que aumenta la temperatura, la concentración de H^+ aumenta.

iii. En agua, el pH es menor cuanto mayor es la concentración de H^+

Indicar cuál/es de las declaraciones del colega son correctas.

4) La Kc del proceso de Haber de producción industrial de amoniaco es de $3,6 \cdot 10^8$ a 25°C.

$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3 + 92$ KJ

Justificar las siguientes consideraciones:

a. Para obtener más amoníaco, ¿utilizarías presiones elevadas o bajas?

b. El máximo rendimiento se da a temperaturas próximas a 500°C. ¿Cómo explicas que se utilice una temperatura tan elevada?

5) La siguiente tabla contiene sustancias cotidianas. Completar la misma según corresponda.

Sustancia	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
Saliva				6,60
Jugo de naranja			3,5	
Leche	$2,51 \times 10^{-7}$			
Café		$1,00 \times 10^{-9}$		
Gaseosa			2,50	

6) El pH en la sangre debe oscilar entre los valores de 7,35 y 7,45. Se debe mantener dentro de estos márgenes estrechos para garantizar el normal funcionamiento de los distintos procesos metabólicos, y permitir el transporte y la liberación normal del oxígeno en los tejidos. Cuando se presentan los casos de acidosis, circunstancia, cuando el pH es superior a los valores de7,45.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Para cada uno de estos valores, estado fisiológico, acidosis y alcalosis, calcular la $[H_3O^+]$, $[HO^-]$ y el pOH.

7) El ácido perclórico ($HClO_4$) es uno de los ácidos más fuertes que existen. Posee una propiedad oxidante muy fuerte, por lo que es altamente corrosivo, sobre todo para metales y tejidos. Si contamos con una disolución 0,1 M de ácido perclórico su pH será:

a. Igual a 13 b. Menor que 1. c. Mayor que 1 d. Igual a 1

Justificar la respuesta con los cálculos pertinentes.

8) El hidróxido de sodio (NaOH) se usa para fabricar jabones, crayón, papel, explosivos, pinturas y productos derivados de petróleo. También se usa en el procesamiento de algodón, en lavandería y blanqueado, en revestimiento de óxidos, galvanoplastia y extracción electrolítica. Es un electrolito fuerte, por lo que se ioniza completamente en solución acuosa.

Una solución de hidróxido de sodio en agua tiene una $[OH^-] = 8,50 \times 10^{-2}$M. Calcule el pOH y pH de la solución.

9) Dadas las siguientes disoluciones:

a) 0,250 moles de HNO_3 en 0,250 litros de disolución.

b) 0,110 M de HBr.

c) 0,010 moles de hidróxido férrico en 0,100 litros de disolución

Ordenar las soluciones según acidez creciente.

10) Dadas las siguientes soluciones de electrolitos fuertes:

i) 0,010 M de HBr ii) 0,010 M de $Al(OH)_3$ iii) 1,0 10^{-4} M de $Ca(OH)_2$

a) Calcular el pH (en todos los casos considerar disociación total).

b) Calcular la [OH-] de las 3 soluciones.

c) Ordenar las soluciones según acidez creciente.

11) Dadas las concentraciones de las siguientes sustancias.

I) HCl 0,235 M. II) HCl $1x10^{-4}$ M. III) NaOH 0,150 M.

a) Ordenar según basicidad creciente.

b) Determinar la concentración de [OH^-] en cada sustancia.

c) Calcular el pH de las 3 sustancias en solución.

12) El nitrato de magnesio ($Mg(NO_3)_2$) es utilizado como fertilizante para corregir deficiencias de magnesio en las plantas. Para obtener dicha sal se hace reaccionar, en medio acuoso, ácido nítrico (HNO_3) con hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) a 25°C, que presentan las siguientes características: la solución de HNO_3 tiene un pH= 0,55 y la solución de $Mg(OH)_2$ tiene un pH= 13,41.

a) Calcular las concentraciones molares iniciales de dichos reactivos.

b) Si consideramos que en esta reacción se neutraliza todo el ácido nítrico con todo el hidróxido de magnesio ¿cuál será el pH final?

13) En los laboratorios se rotulan las soluciones con los siguientes ítems: Nombre del reactivo; Concentración de la solución; Fecha de preparación; Analista que la preparó.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Un analista de control de calidad encuentra en una mesada una solución de ácido acético (Ka=1,75x10^{-5}) a la que le falta el rotulo de la concentración. Para no descartarla, le mide el pH para completar el rotulo de ella, y obtiene como resultado 2,61 ¿Qué concentración Molar de ácido acético tiene la solución?

14) La metilamina es un gas incoloro derivado del amoniaco, de fórmula molecular CH_3NH_2. Los estudiantes de química del CBC preparan una solución 12% m/v de dicha base. Si se sabe que el Kb de la metilamina es de 4,37 x 10^{-4}. Calcular:

a) El pOH de la solución.

b) El grado de disociación de la metilamina en la solución.

15) El cianuro de hidrógeno es un químico de acción rápida, potencialmente mortal, que impide que las células del cuerpo puedan utilizar el oxígeno en forma apropiada. Cuando esto sucede, las células mueren. Una muestra de este compuesto presenta un pH=5,10 y pKa = 9,10

a. Escribir la ecuación de ionización del compuesto

b. Determinar la concentración inicial de cianuro de hidrógeno.

Una posible estrategia para abordar este ejercicio consiste en: Primero identificar al cianuro de hidrógeno con su fórmula molecular.

Segundo, escribir la ecuación, con el dato de pKa se sabe que se trata de un ácido débil.

Tercero, con el pKa y el pH se puede calcular la Ka y la concentración de molar de H_3O^+ respectivamente y a partir de cálculos matemáticos se puede obtener la concentración inicial del ácido.

Solución.

a) . La ecuación de ionización del cianuro de hidrógeno HCN es la siguiente:

$$HCN + H_2O \rightleftarrows CN^- + H_3O^+$$

b) Cálculo de Ka a partir de pKa:

pKa= -log Ka entonces ka = 10^{-pKa} luego Ka= $7{,}94x10^{-10}$

Se procede igual para el pH:

pH=-log$[H_3O^+]$ $[H_3O^+]= 10^{-pH}$ $[H_3O^+]= 7{,}94x10^{-6}$M

Luego se calcula la concentración inicial del ácido a partir del despeje de la expresión de la Ka:

$$ka = \frac{[x].[x]}{[CI - x]}$$

$7{,}94x10^{-10} = \frac{[7{,}94x10^{-6}].[7{,}94x10^{-6}]}{[CI - 7{,}94x10^{-6}]}$

Despejando quedaría:

$CI = \frac{[7{,}94x10^{-6}]x[7{,}94x10^{-6}]}{7.94x10-10} + 7{,}94x10^{-6}$

CI=0,0796M

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

16) Se dispone de una botella de un litro de solución acuosa de ácido hipocloroso (HClO)(Ka=$3{,}5x10^{-8}$) a 25°C, de pH= 3,88. Se toman 5 mL de la disolución del ácido y se diluyen en un matraz aforado hasta 500 mL. Determinar:

a. La concentración de todas las especies presentes en la muestra inicial.

b. El pH de la solución final.

17) El ácido fluorhídrico (HFl) (Ka= $6{,}76 \times 10^{-4}$) es un compuesto corrosivo que se utiliza en el grabado de vidrios y metales. Su uso permitido en el laboratorio es de 2ppm. Calcular:

a) La molaridad del HF.

b) El pH de la solución.

18) La piridina (C_5H_5N) de utiliza en la síntesis de fármacos. Una muestra de 14,57 g de piridina (Kb= $1{,}50x10^{-9}$), se disuelve en 42,58 g de agua. Se toman 3,75 g de esta solución y se diluye nuevamente hasta alcanzar un volumen final de 16,22 mL de solución. Calcular:

$$C_5H_5N_{(aq)} + H_2O \rightleftarrows C_5H_5NH^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

a. La concentración de OH^- en la segunda solución.

b. El pH final.

19) El floruro de sodio (NaF) es una sal que se hidroliza en agua generando un ion fuerte (sodio) y un ion débil (fluoruro). Se dispone de una solución de fluoruro de sodio 0,400 M (pKa HF= 3,17). Escribir la ecuación correspondiente a la reacción ácido base y calcular:

a) Kb del ion fluoruro.

b) pH y pOH de la solución.

c) [HF] en el equilibrio.

20) El ácido ascórbico ($C_5H_7O_4COOH$), también conocido como vitamina C (Ka= 7,9 x 10^{-5}), es un antioxidante que puede ser aportado mediante el consumo de cítricos, como limones y naranjas. También se lo puede encontrar como suplemento en forma de comprimidos.

$$C_5H_7O_4COOH + H_2O \rightleftarrows C_5H_7O_4COO^- + H_3O^+$$

Si se disuelven 0,800 gramos de un comprimido en un vaso que contiene 200 mL de agua, (considerar el volumen final de la solución igual al volumen de agua), calcular:

a) El pH de la solución resultante.

b) La concentración molar de la especie aniónica en solución.

21) Una solución de un ácido monoprótico que presenta una concentración de $1{,}00x10^{-3}\ M$ se encuentra ionizado en un 3%. Calcular:

a) Las concentraciones en el equilibrio de todas las sustancias.

b) El pH de la disolución.

c) La constante de disociación de dicho ácido.

22) Un estudiante encuentra un frasco de LiOH (s) que alguien dejó destapado. El hidróxido de litio es bastante higroscópico por lo que absorbe humedad del aire. Para determinar cuánto LiOH existe realmente en una muestra humedecida, el estudiante disuelve 12 g del

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

sólido (LiOH hidratado) en agua formando 27 ml de solución, que valora usando 100,0 ml de HCl 3,0 M.

a) ¿Cuál es la pureza del LiOH expresada como porcentaje?

b) ¿Qué pH se obtendrá luego de la valoración?

Una posible estrategia para resolver este ejercicio consiste en: Para el punto a) realizar la ecuación de neutralización entre las especies; luego operar utilizando las relaciones estequiométricas. Para el punto b) utilizar el método de valoración para encontrar el pH final de la muestra.

Solución ítem A

$$LiOH + HCl \rightarrow LiCl + H_2O$$

Primero calcular cuántos moles de HCl hay en el volumen usado.

1000 mL → 3 moles 100 mL → 0,3 moles

La relación estequiométrica entre el LiOH y el HCl es 1 a 1, es decir que un mol de LiOH reacciona con 1 mol de HCl, por lo tanto los 0,3 moles de HCl reaccionarán con 0,3 moles de LiOH. Luego se calcula la masa de los 0,3 moles de LiOH

0,3 moles x 24 g/mol = 7,2 g

Para calcular la pureza

12 g → 100 % 7,2 g → **60 %**

Solución ítem B

Es necesario realizar las ecuaciones iónicas de las especies básicas y ácidas

$$especie\ ionica\ básica\ LiOH \rightarrow Li^+ + OH^-$$
$$especie\ ionica\ ácida\ HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$$

Para hallar el pH luego de la valoración es necesario usar la ecuación de disociación del agua ya que se presenta una neutralización entre el ácido y la base

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

Al ser un ácido y una base fuertes se disocian completamente al contacto con el agua

(¿qué pasaría si en vez de ácido fuerte tuviésemos un ácido débil?)

Para la base la ecuación de disociación será:

	$LiOH$	→	$Li^+ +$	OH^-
Inicialmente	0,30 mol		-	-
Luego de disociación	-		0,30 mol	0,30 mol

La ecuación para el ácido queda:

	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$		
Inicialmente	0,30 mol	-	-
Luego de la disociación	-	0,30 mol	0,30 mol

Balance de neutralización: $0{,}30\ moles\ OH^- - 0{,}30H^+ = 0{,}00\ mol$

Al finalizar la reacción no hay exceso de ninguno de los 2 reactivos, por lo tanto, el pH será en función de los productos. El LiCl es una sal proveniente de un ácido y una base fuerte, así que el pH es determinado por la concentración de H^+ provenientes del H_2O. Es decir que el **pH final será 7, pH neutro.**

$$pH = -log\,[H^+]$$
$$pH = -log\,[1x10^{-7}]$$
$$pH = 7{,}00$$

23) El ácido fórmico HCOOH es una sustancia que segregan algunos insectos como las hormigas y las abejas como sistema de defensa. Este ácido presenta una pKa = 3,74. Se mezclan 20 mL de concentración 0,01 M de dicho ácido, con 15 mL de una disolución de NaOH 0,05 M. Determinar:

a) El pH de las soluciones al inicio.

b) El pH de solución resultante. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Una estrategia posible para resolver este ejercicio es: Determinar la ecuación general de la titulación y las especies iónicas que intervienen en el proceso

Ecuación general

$$HCOOH + NaOH \rightarrow HCOONa + H_2O$$

Especies iónicas

$$HCOOH + H_2O \rightleftarrows HCOO^- + H_3O^+ \quad pKa = 3{,}74$$

$$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$$

Solución ítem A

Para determinar el pH del ácido fórmico realizamos el equilibrio que se presenta entre las especies

	$HCOOH + H_2O \rightleftarrows$	$HCOO^- +$	H_3O^+
Inicio	0,01 M ---	----	-----
Reacción	- x	+ x	+ x
Equilibrio	0,01 - x	+ x	+ x

Haciendo uso de la Ka calculamos el valor de x

$$ka = \frac{[x].[x]}{[0{,}01 - x]}$$

Para hallar la Ka se usa el -log pKa

$$ka = 10^{-pKa}$$
$$ka = 1{,}82x10^{-4}$$

Reemplazamos el valor obtenido de Ka

$$1{,}82 * 10^{-4} = \frac{[x]^2}{[0{,}01 - x]}$$

Resolvemos la ecuación dada por cuadrática

$$1{,}82x10^{-4} * [0{,}01 - x] = x^2$$
$$1{,}82x10^{-6} - 1{,}82x10^{-4}x = x^2$$
$$x^2 + 1{,}82x10^{-4}x - 1{,}82x10^{-6}$$

Haciendo uso de la cuadrática obtenemos

$$\frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$
$$x\ \frac{-1{,}82x10^{-4} \pm \sqrt{(1{,}82x10^{-4})^2 - 4(1)(-1{,}82x10^{-6}}}{2(1)}$$
$$x = 1{,}26x10^{-3}\ y\ x = -1{,}44x10^{-3}$$

Tomamos el valor positivo de x y reemplazamos en el equilibrio

	$HCOOH + H_2O \rightleftarrows$	$HCOO^- +$	H_3O^+
Inicio	0,01 M ---	----	-----
Reacción	- x	+ x	+ x
Equilibrio	0,01 -1,26x10^{-3}	1,26x10^{-3}	1,26x10^{-3}

Luego el pH será $pH = -\ log\ [H_3O^+] = -\ log\ [1{,}26x10^{-3}\ ]$

$$pH = 2{,}9$$

Para determinar el pH del hidróxido de sodio, por tratarse de una base fuerte, se sabe que se disocia completamente en el agua:

	$NaOH_{ac} \rightarrow Na^+ + OH^-$		
Inicio	0,05 M	----	----
Equilibrio	-	0,05	0,05

Entonces pOH será: $pOH = -\ log\ log\ [OH^-] = -\ log\ log\ [0{,}05\ ]$

$$pOH = 1{,}30$$

Para hallar el pH $14 = pH - pOH$

$$pH = 14 - 1{,}30 = 12{,}7$$

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Solución Ítem B

Calculamos las cantidades de moles de cada uno de los reactivos

1000 mL→ 0,01 moles HCOOH

20 mL → 2.10^{-4} moles HCOOH

1000→ 0,05 moles NaOH

15 mL → $7{,}5.10^{-4}$ moles NaOH

Recordemos la reacción:

$$HCOOH + NaOH \rightarrow HCOONa + H_2O$$

La relación estequiométrica entre el HCOOH y el NaOH es 1 a 1, en función de lo que calculamos recién, hay mayor cantidad de moles de NaOH que de HCOOH, por lo tanto, el NaOH es el reactivo que está en exceso y será el responsable del pH final de la solución.

Obtenemos los moles en exceso de NaOH= $7{,}5.10^{-4} - 2.10^{-4} = 5{,}5.10^{-4}$ mol

Consideramos que los volúmenes son aditivos por lo que el volumen final queda

15ml + 20 ml= 35ml

Entonces calculamos la molaridad resultante de la mezcla.

35 mL → $5{,}5.10^{-4}$ moles de NaOH

1000 mL → 0,0157 moles NaOH,

Por lo tanto [HO^-] = 0,0157 M

pOH = - log [HO^-] = - log 0,0157 = 1,8

pH = 14 – pOH pH = 14 – 1,8 = **12,2**

24) La reacción de amoniaco en solución de ácido clorhídrico da como resultado la formación de cloruro de amonio. Esta sal se hidroliza en agua según la siguiente reacción:

$$NH_4Cl + H_2O \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$$

$$NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$$

Se tiene para analizar una solución de NH_4Cl 0,200 M (Kb NH_3= 1,78 x 10^{-5}).

A partir de la reacción ácido base para el ion amonio generado, calcular:

a) Ka del ion amonio.

b) pH y pOH de la solución.

c) Concentración de NH_3 en el equilibrio.

25) Se deben preparar soluciones de ácido sulfúrico que servirán de reactivo en un trabajo práctico. Para ello, se toman 5,00 ml de ácido sulfúrico 32 %m/v, y se lleva a volumen con agua destilada en un matraz aforado de 250,0 ml de capacidad. A esta solución se la denomina 'Solución A'. Se toman 5,00 ml de la Solución A y se los lleva a volumen final de 500,0 ml. Por otro lado, se toman 23,0 ml de la solución A y se los lleva a un volumen final de 150,0 ml con agua destilada.

i) ¿Cuántas soluciones se prepararon?

ii) Calcular la concentración molar de cada una de las soluciones.

iii) ¿Cuál es el pH de la solución A?

26) Una solución de una base monoprótica que presenta una concentración de $1{,}00 \times 10^{-3}$ M se encuentra ionizado en un 5%. Calcular:

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

a. Las concentraciones en el equilibrio de todas las sustancias.

b. El pH de la disolución.

c. La constante de disociación de dicha base.

Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 14

1) a. AD: Ácido débil; AF; Ácido fuerte; BD; Base débil; BF; Base fuerte.

- Amoniaco (BD)
- Ácido nítrico (AF)
- Ácido acético. (AD)
- Ácido perclórico. (AF)
- Hidróxido de sodio. (BF)
- Ácido nitroso (AD)
- *Metilamina (BD)*
- Ácido fórmico (AF)
- Hidróxido de magnesio (BF)
- Ácido Clorhídrico (AF)

b. $NH4^+ + OH^-$ / $Na^+ + OH^-$ / $H^+ + NO_3^-$ / $H^+ + NO_2^-$ / $CH_3COO^- + H^+$ /

$CH_3NH_3^+ + OH^-$ / $H^+ + ClO_4^-$ / $HCOO^- + H^+$ / $Mg^{2+} + OH^-$ / $H^+ + Cl^-$

2)

Ácido	Base
HCl	Cl -
Na +	NaOH
HBr	Br -
Ca^{2+}	$Ca(OH)_2$
HF	F -

NH_4^+	NH_3
$CH_3NH_3^+$	CH_3NH_2

- $HCl + H_2O \rightarrow Cl^- + H_3O^+$
- $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$
- $HBr + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Br^-$
- $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2\ OH^-$
- $HF + H_2O \leftrightarrow H_3O^+ + F^-$
- $NH_3 + H_2O \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$
- $CH_3NH_2 + H_2O \leftrightarrow CH_3NH_3^+ + OH^-$

3) Las tres declaraciones son correctas

i. Por tratarse de un equilibrio, las concentraciones de las especies varían con la temperatura

ii. Por tratarse de una reacción endotérmica, un aumento de la temperatura favorece el desplazamiento de la reacción hacia la formación de productos (H_3O^+ y OH^-), con lo que el pH será menora mayor temperatura.

iii. Dado que pH = -log [H+], a mayor [H+], menor pH

4) a. Elevar la presión, disminuyendo el volumen, según el principio de Le Chatelier, desplaza el equilibrio hacia productos (menor número de moles, menor Presión), así se obtendría más amoníaco.

b. Elevar la temperatura favorece el desplazamiento hacia reactivos (sabemos que se trata de una reacción exotérmica por el dato de +92 KJ), no parece lógico aumentar la

T. Lo que ocurre es que la reacción a baja temperatura es muy lenta, por eso hay que llegar a una solución de compromiso entre los dos aspectos: al aumentar la T conseguimos que la velocidad de la reacción haga el proceso rentable para la industria a pesar de que el rendimiento sea menor.

5)

Sustancia	$[H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH	pOH
Saliva	$3,98.10^{-8}$	$2,51.10^{-7}$	7,4	6,60
Jugo de naranja	$3,16.10^{-4}$	$3,16.10^{-11}$	3,5	10,5
Leche	$2,51x10^{-7}$	$3,98.10^{-8}$	6,6	7,4
Café	1.10^{-5}	$1,00x10^{-9}$	5	9
Gaseosa	$3,16.10^{-3}$	$3,16.10^{-12}$	2,50	11,5

6) Para un pH = 7,35: $[H_3O^+] = 4,47.10^{-8}$ M; $[HO^-] = 2,24.10^{-7}$ M; pOH = 6,65.

Para un pH = 7,45: $[H_3O^+] = 3,55.10^{-8}$ M; $[HO^-] = 2,82.10^{-7}$ M; pOH = 6,55.

7) La opción correcta es la d). ¿Cómo se calcula el pH de un ácido fuerte?

8) pOH = 1,07; pH = 12,93

9) a) pH = 0, pOH = 14 b) pH = 0,96, pOH= 13,04 c) pH = 13,48, pOH = 0,52

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Una acidez creciente implica un pH decreciente, calculando el pH de las 3 soluciones resulta este orden de acidez creciente: c < b < a

10) a) I) pH 2; II) pH = 12,48; III) pH = 10,3

b) I- $[HO^-] = 1x10^{-12}$

II - $[HO^-] = 3x10^{-2}$

III - $[HO^-] = 2x10^{-4}$

c) b < c < a;

11) a) I < II < III;

b) I- $[HO^-] = 4,26.10^{-14}$ II - $[HO^-] = 1.10^{-10}$ III - $[HO^-] = 0,15$

c) I – pH = 0,63 II- pH= 4 III – pH= 13,18

12) a) $[HNO_3] = 0,28$ M; $[Mg(OH)_2] = 0,13$ M; b) pH = 7

13) 0,35 M

14) Resuelto en la cápsula de la clase.

15) Resuelto en guía

16) a) $[H_3O^+] = [ClO^-] = 1,318.10^{-4}$ M; [HClO] = 0,497 M; b) pH = 4,88

17) a) 1.10^{-4} M; b) pH = 4,05

18) a) $[HO^-] = 3,345.10^{-5}$; b) pH = 9,52

19) Resuelto en cápsula a) $Kb = 1,48.10^{-11}$ b) pOH = 5,61; pH = 8,39 c) $[HF] = 2,43.10^{-6}$ M

20) a) pH = 2,89; b) $[C_5H\text{-}O_3COO^-] = 1,301.10^{-3}$ M

21) a) $[H+] = [A-] = 3x10^{-5}$ M; $[HA] = 9,7x10^{-4}$ M; b) pH = 4,52; c) ka = $9,28x10^{-7}$

22) Resuelto

23) Resuelto

24) a) $Ka = 5,62.10^{-10}$

b) pH = 4,97; pOH = 9,03

c) $[NH_3] = 1{,}06.10^{-5}$ M

25) a) Preparó 3 soluciones; b) Solución A: 0,065 M; Solución 2: $6{,}52 \times 10^{-4}$ M; Solución 3: 0,010 M; c) pH= 0,88

26) a) BOH= 9.5×10^{-4}; $B^+ = OH^- = 5 \times 10^{-5}$; b) pH = 9,7; c) Kb = 2.63×10^{-6}

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de estudio N°15

Unidad N°11: Buffer y equilibrio de solubilidad

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. Mexico: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N° 15 **Apartados:** 15.8

Capítulo: N° 16 **Apartados:** 16.1; 16.2; 16.3; 16.4; 16.5; 16.6; 16.8; 16.9

1) ¿Qué significa cuando un ácido presenta dos constantes de disociación?
2) ¿Qué es una solución reguladora? Explica brevemente como se diseña.
3) ¿Qué caracteristica tiene las soluciones reguladoras?
4) ¿ A qué llamamos efecto del ion común?
5) ¿En qué consiste la ecuación de Henderson-Hasselbalch?
6) ¿A qué llamamos capacidad reguladora?
7) ¿Qué sucede con el pH cuando a una solución amortiguadora formada por un ácido débil y una sal formada por su base conjugada se le agrega un cierto volumen de un HCl? ¿Y si se agrega NaOH? Explique utilizando el principio de Le Chatelier.
8) ¿En qué consiste la técnica llamada valoración ácido-base
9) ¿Qué es un indicador ácido-base?
10) Explique brevemente en que consiste el producto de solubilidad.
11) ¿Qué información nos brinda la Kps?
12) ¿Cómo se relaciona la Kps con el efecto del ion común? ¿Y el pH con la solubilidad?

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 15

Unidad N°11: Buffer y equilibrio de solubilidad

Ejercicios para desarrollar:

1. El profesor de química coloca en la mesada del laboratorio varios compuestos y pide a sus estudiantes armar un sistema amortiguador. Indicar cuál de las siguientes mezclas constituye una solución amortiguadora al disolverlas en 1 L de agua.
   a) 0,5 moles de NaOH y 0,5 moles de HCl
   b) 0,2 moles de NaBr y 0,4 moles de HBr
   c) 0,4 moles de ácido acético y 0,2 moles de NaOH
   d) 0,4 moles de ácido acético y 0,2 moles de acetato de sodio

2. Para que una solución buffer tenga buenas propiedades reguladoras se procura que cumpla básicamente con 2 condiciones: por un lado, las concentraciones del ácido y de su base conjugada deben tener concentraciones comprendidas en el rango 0,05 – 1 M, y por otra parte la relación de concentraciones iniciales entre el ácido y su base conjugada debe ser un valor comprendido dentro del intervalo 0,1 – 10 ($0,1 < Cb/Ca < 10$).

   Teniendo en cuenta estas consideraciones, indicar cuáles de las siguientes soluciones pueden tener un comportamiento buffer:

   a) Solución 0,1M de ácido acético

b) Solución 0,05M de acetato de sodio

c) Solución de ácido acético 0,15M y acetato de sodio 0,02M

d) Un litro de solución de NH_4CL 1M a la que se agrega 1 mol de HCL

e) Solución de ácido fórmico 1,00M con formiato de sodio 0,001M

f) Solución 0,25M de $H_2PO_4^-$ y 0,20 M de HPO_4^{-2}

g) Solución 0,12M de carbonato de sodio y 0,08M de carbonato ácido de sodio

3. Un equipo de estudiantes desea trabajar con una solución buffer que mantenga el pH en un rango de 3,90-4,90. Dadas las siguientes soluciones, indicar a) el pH en cada situación, b) cuáles de ellas son reguladoras, y c) decidir cual opción se adapta mejor a las necesidades del equipo.

   a) Una solución 0,2 M de HF ($Ka = 6,75.10^{-4}$)

   b) Una solución 0,2 M de HF y 0,4 M de NaF

   c) Una solución de 0,4 M de NH_3 ($Kb = 1,8.10^{-5}$)

   d) Una solución 0,4 M de NH_3 y 0,2 M de NH_4Cl

4. El ácido propiónico $[0{,}02\ M; ka = 1.3 \times 10^{-5}]$ es un ácido monoprótico empleado como conservante ya que inhibe el crecimiento de moho y de algunas bacterias. Calcular: a) el pH de la solución resultante tras la adición de propiónato de sodio 0,18 M a la solución 0,02M de ácido propiónico y b) la concentración de todas las especies que intervienen en el equilibrio de disociación.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

5. Para aprender a usar el pHmetro luego de su calibración, el profesor de química pide a sus alumnos que determinen el valor del pH de una disolución 0,05 M de ácido acético (CH_3COOH) ($Ka = 1,8x10^{-5}$).

   a) Calcular el pH inicial.

   b) Luego se añade acetato de sodio (CH_3COONa) 0,025M a la solución original, ¿Se producirá una variación del pH? Calcular el pH resultante.

6. Se prepara una solución amortiguadora de ácido láctico HC_2H_4OCOOH 0,4 M con lactato de sodio $HC_2H_4OCOONa$ 0,4 M. Sabiendo que pKa del ácido láctico= 3,86

   Determinar:

   a) Las concentraciones en el equilibrio de todas las especies.

   b) El pH de la solución reguladora preparada.

7. En un laboratorio se prepararon 500 mL de una solución reguladora a partir de 2,40 g de NaH_2PO_4 y 5,68 g de Na_2HPO_4. ($Ka_2 = 6,17 \times 10^{-8}$). Determinar el pH de la solución reguladora preparada.

8. Se tiene una solución de ácido acético 0,4M, ¿qué concentración de acetato de sodio reducirá la $[H^+]$ a $2x10^{-4}$ M? ($Ka = 1,8x10^{-5}$)

9. Calcule el pH de 1,00 L de una disolución amortiguadora de CH_3COONa 1,00 M/CH_3COOH 1,00 M antes y después de agregar: a) 0,080 moles de NaOH, b) 0,12 moles de HCl. (Suponga que no hay cambios en el volumen). $Ka = 1,8 \times 10^{-5}$

Una posible estrategia para resolver este ejercicio consiste en:

Plantear las ecuaciones intervinientes, calcular el pH de la solución original e ir observando cómo se va modificando con el agregado de las distintas sustancias. Recordar en estos ejercicios siempre el Principio de Le Chatelier.

Un dato que no es menor es, que como no me dan volúmenes de ninguna especie asumimos que trabajamos siempre en un volumen molar.

Solución

Planteamos la ecuación de disociación del ácido acético

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

Planteamos la ecuación de disociación del acetato de sodio:

$$CH_3COONa \rightarrow CH_3COO^- + Na^+$$

Podemos usar la ecuación de Henderson-Hasselbalch para calcular el pH

$$pH = -\log Ka + \log\left(\frac{Cb}{Ca}\right)$$

Donde Cb es la concentración de la base y Ca es la concentración del ácido

$$pH = -\log 1{,}8\times10^{-5} + \log\left(\frac{1M}{1M}\right) \qquad pH = 4{,}74$$

¿Qué pasa cuando agregamos 0,080 Moles de NaOH?

El NaOH (base fuerte) reacciona consumiéndose completamente y dejando un remanente de ácido débil en el medio. (En la segunda reacción se indica el desplazamiento de la reacción y que especies se ven favorecidas)

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

$CH_3COOH(aq)$	+ $OH^-(aq)$	$\longrightarrow$ $CH_3COO^-(aq)$	+ $H_2O(l)$
1.00	0.080	1.00	
−0.080	−0.080	+0.080	
0.92	0	1.08	

Una vez consumidos todos los iones hidroxilo (OH^-) entonces, el ácido que queda en el medio comienza a disociarse y alcanza un nuevo equilibrio (Principio de Le Chatelier).

Con las nuevas cantidades de ácido y base aplicamos nuevamente la ecuación de Henderson Hasselbalch y calculamos el nuevo pH

$$pH = -\log 1{,}8\times10^{-5} + \log\left(\frac{1{,}08}{0{,}92}\right) \qquad pH = 4{,}81$$

Al agregar 0,12 mol de HCl sucede lo contrario, el HCl se disocia completamente y los H^+ desplazan el equilibrio hacia la formación de ácido acético. (en la segunda ecuación indica qué especies se ven favorecidas)

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

$CH_3COO^-(aq)$	+ $H^+(aq)$	⟶ $CH_3COOH(aq)$
1.00	0.12	1.00
−0.12	−0.12	+0.12
0.88	0	1.12

pH= -log $1{,}8x10^{-5}$ + log $(\frac{0.88}{1.12})$

pH= 4,64

10. Se prepara un 1 litro de disolución reguladora con una concentración de benzoato de sodio C_6H_5COONa 0,75 M y ácido benzoico C_6H_5COOH 0,75 M $(Ka = 6{,}4x10^{-5})$. Determinar la variación del pH cuando se añaden 50 mL de NaOH 2 M a la solución reguladora.

11. Se prepara 1 litro de solución buffer con una concentración 0,75 M de NH_3 y 0,75 M de NH_4Cl (Kb = $1{,}8.10^{-5}$). Calcular la variación de pH que tiene lugar cuando se añaden 100 mL de HCl 1 M a la solución reguladora.

12. Se prepara 1 litro de buffer empleando una solución 0,5 M en cloruro de amonio y otra de amoniaco 0,4 M. ¿Qué sucederá con el pH si a 25 mL de la anterior solución se le añaden 5 mL de HCl 0,3 M? (Kb = $1{,}8.10^{-5}$). Determinar la variación de pH.

13. La solución amortiguadora formada por HCO_3^-/H_2CO_3 es la más importante del cuerpo humano y representa el 75 % de la capacidad **buffer** total de la sangre. Para estudiar su comportamiento, en el laboratorio se prepara un buffer a partir de 200

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

mL de una solución 0,9 M de $NaHCO_3$ y 300 mL de una solución 0,1 M de H_2CO_3 y se lleva a un volumen final de 2 L. Sabiendo que pKa 1 = 6,37

Calcular:

a) pH del buffer

b) pH al agregar 5 mL de una solución de HNO_3 0,5 M a los 2 L del buffer.

c) ¿Cuál hubiese sido el pH si esos 5 mL de HNO_3 0,5 M se le hubiesen agregado a 2 L de agua?

d) ¿Qué pH resulta al agregar 5 mL de una solución de NaOH 0,5 M a los 2 L del buffer?

e) ¿Cuál hubiese sido el pH si esos 5 mL de NaOH 0,5 M se le hubiesen agregado a 2 L de agua?

14. ¿En qué proporción de volúmenes hay que mezclar una solución 0,6 M de ácido nitroso HNO_2 Ka= $4{,}5x10^{-4}$ con una solución 2 M de nitrito de potasio KNO_2, para obtener una solución amortiguadora de pH = 3,5?

15. El ácido benzoico y sus derivados se utilizan para conservar alimentos con un pH ácido. Protege sobre todo contra el moho (también las variantes que producen las aflatoxinas) y fermentaciones no deseadas. A nivel industrial se usa también para condimentar el tabaco, para hacer pastas dentífricas, como germicida en medicina y como intermediario en la fabricación de plastificantes y resinas.

Se prepara un buffer a partir de 300 mL de una solución 0,5 M de Ácido benzoico (Ka= $6{,}4.10^{-5}$) y 200 mL de una solución 0,2 M de Benzoato de sodio y se lleva a un volumen final de 3L.

a) Calcular el pH del Buffer.

b) Calcular el pH del buffer al agregar 5 ml de una solución 2 M de NaOH.

16. Se necesita preparar 500 ml de un buffer de pH 10,00 para realizar un ensayo. Para ello se pesan 2,0192 g de $NaHCO_3$ (pKa_2=10,25), y 1,931 g de Na_2CO_3, y se colocan en un matraz de 500 ml. Se agrega agua destilada hasta volumen final, se agita hasta disolución completa y se mide el pH.

a) ¿Cuál es el pH de la solución? ¿Cumple con el requisito?

b) Se dispone de las siguientes soluciones: NaOH 0,1M, HCl 0,1M, $NaHCO_3$ 0,1M, Na_2CO_3 0,1M. ¿Cuál o cuáles se podrían elegir para ajustar el pH antes de llevar a volumen?

17. Escribir las ecuaciones de disociación y la expresión del producto de solubilidad (Kps) para las siguientes sales: CaF_2; $PbSO_4$; $Ca(NO_3)_2$; $Fe(OH)_3$; Ag_2CO_3

18. Se agita sulfato de bario ($BaSO_4$) en contacto con agua pura (sin otro componente disuelto) a 25°C durante varios días. Cada día se extrae una muestra y se analiza la concentración de bario. Después de varios días la concentración de bario es constante. La $[Ba^{+2}]$ es $1{,}04x10^{-5}$ M. ¿Cuál es el Kps para esta sal?

19. La Kps del dicromato de plata ($Ag_2Cr_2O_7$) a 20°C es $2{,}7x10^{-11}$. Determinar la solubilidad de la sal.

20. El Kps del hidróxido de magnesio ($Mg(OH)_2$) es $1{,}5x10^{-11}$, calcular el pH y pOH de una solución saturada de dicho hidróxido.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

21. El hidróxido de aluminio ($Al(OH)_3$) es muy usado en la medicina para aliviar el dolor provocado por las úlceras de pirosis (acidez estomacal). La Kps del $Al(OH)_3$ es $5x10^{-33}$ .a) Calcular su solubilidad en agua destilada en M y g/L. b) En un medio ácido, ¿que sucedería con la solubilidad del hidróxido de aluminio?

22. El yoduro de plomo (PbI_2) es un compuesto inorgánico tóxico. El plomo es dañino para el ser humano, animales y ecosistemas naturales. Además, el yoduro (I^-) también puede causar algunas enfermedades. El compuesto tiene propiedades de semiconductor, por lo que la mayoría de sus aplicaciones actuales es en dispositivos fotovoltaicos, detectores de ciertas radiaciones y en sensores.

a) Escribir el equilibrio de solubilidad del yoduro de plomo (II) (PbI_2) y calcular la solubilidad del mismo. Kps (PbI_2) = $1{,}4 \times 10^{-8}$

b) Explicar hacia dónde se desplaza el equilibrio de precipitación si se añaden a una disolución saturada de (PbI_2) volúmenes de otra disolución de CaI_2. ¿Se disolverá más o menos el yoduro de plomo (II)?

23. El plomo es un metal tóxico presente de forma natural en la corteza terrestre. Su uso generalizado ha dado lugar en muchas partes del mundo a una importante contaminación del medio ambiente, un nivel considerable de exposición humana y graves problemas de salud pública.

Entre las principales fuentes de contaminación ambiental se destaca la explotación minera. Se toma una muestra de 1 m^3 de un río situado en las proximidades de una mina y se determina que la cantidad de Pb^{2+} es $4{,}1x10^{-3}$ moles.

a) Si se añaden aniones SO_4^{2-} de tal manera que la $[SO_4^{2-}]$ sea 0,01 M, ¿precipitará $PbSO_4$? Kps $PbSO_4 = 1.10^{-8}$

b) ¿Qué pasará si la $[SO_4^{2-}]$ fuese 0,001 M, habrá precipitado?

24. A 200 mL de una solución de cloruro de bario ($BaCl_2$) $4x10^{-3}$ M se le agregan 600 mL de una solución de sulfato de potasio (K_2SO_4) $8x10^{-3}$ M. Datos: Kps $BaSO_4$ = $1,1x10^{-10}$

a) ¿Qué tipo de reacción ocurre?

b) ¿Se formará algún precipitado?

Respuestas a los ejercicios y problemas de la Clase N° 15

1- Opción c) y d)

2- Opciones c): f); g)

3- a) pH_1=1.93; pH_2= 3,47; pH_3= 11.43; pH_4= 9,56;

b) son sistemas reguladores las soluciones b) y d):

c) la solución reguladora b) es la que mejor se adapta

4- a) pH = 5,84; b) concentraciones: Acido = 0,02 M; Propianato de sodio = 0,18 M

5- a) pH = 3,02;

b) pH = 4,44; Si se produce una variación de pH= 1,42

6- a) [ácido láctico]= 0,39M; [Lactato]= 0,409M; $[H^+]$= $7,43x10^{-3}$ M; $[OH^-]$= $1,35x10^{-12}$M; $[Na^+]$= 0,40M

b) pH = 3,86

7- pH = 7,51

8- 0,036 M

9- resuelto

10- ΔpH =0,12

11- ΔpH = -0,12 el pH desciende por adición de ácido

12- ΔpH = -0,012 el pH desciende por adición de ácido

13- a) pH=7,15; b) pH=7,11; c) pH= 2,90; d); pH= 7,19; e) pH= 11,10

14- Relación de concentraciones molares: Cb/Ca = 1,42; relación de volúmenes Vb/Va = 0.427

15- a) pH: 3,62

b) pH: 3.75

16- a) 10.13

b) Podría utilizarse HCl 0,1M ó ajustar la cantidad de bicarbonato (forma ácida del buffer) empleando la solución de $NaHCO_3$ 0.1M

17- $Kps = [Ca^{2+}] [F^-]^2$

$Kps = [Pb^{2+}] [SO_4^{2-}]$

$Kps = [Ca^{2+}] [NO_3^-]^2$

$Kps = [Fe^{3+}] [HO^-]^3$

$Kps = [Ag^+]^2 [CO_3^{2-}]$

18- $Kps = 1{,}08.10^{-10}$

19- La solubilidad ($Ag_2Cr_2O_7$) = $1{,}89.10^{-4}$ M

20- pH = 10.49 ; pOH = 3.51

21- a) La solubilidad es: $3{,}69.10^{-9}$ mol/L ó $2{,}88.10^{-7}$ g/L; b) En medio ácido la solubilidad aumentaría debido al principio de Le Chatelier.

22- a) $Kps\ (PbI_2) = 1{,}4.10^{-8} = (Pb^{2+})\ (I^-)^2 = s\ .\ (2\ s^2) = 4s^3$

$S = 1{,}52.10^{-3}$ mol/l

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

b) Al agregar CaI_2, aumentará la concentración de I_2, y el equilibrio del PbI_2 se desplazará hacia la izquierda, precipitando más PbI_2 por lo que la solubilidad disminuirá.

$$CaI_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2I^-$$

23. a) $[Pb^{2+}]\ [SO_4^{2-}] = 4{,}1.10^{-8} > 1.10^{-8}$ hay precipitado.

b) $[Pb^{2+}]\ [SO_4^{2-}] = 4{,}1.10^{-9} < 1.10^{-8}$ no hay precipitado.

24. Es una reacción de doble sustitución y de precipitación. Precipita el $BaSO_4$.

Guía de estudio N° 16

Unidad n°12: Introducción a la química orgánica. Biomoléculas

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química*. México: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N° **2 Apartados:** 2.8 **Capítulo:** N° **10 Apartados:** 10.4.

Capítulo: N° **24 Apartados:** 24.1; 24.2; 24.3; 24.4. **Capítulo:** N° **25 Apartados:** 25.3; 25.4

Curtis, H. (2004). *Biología*. Curtis. España: Editorial Médica Panamericana. 6° Edición.

Capítulo: N° 3, Moléculas orgánicas.

1) ¿Cómo se clasifican los hidrocarburos según el tipo y cantidad de enlaces que presenta un átomo de carbono?
2) ¿Cuál es el máximo número de enlaces que puede generar el átomo de carbono? ¿Por qué? Explicar el tipo de hibridación que adopta el átomo de carbono al formar los alcanos, alquenos y alquinos.
3) Indicar cuáles son los átomos que conforman los hidrocarburos. Realizar un mapa conceptual con la clasificación de los hidrocarburos y explicar las características de los dos grupos principales.
4) Diferenciar la fórmula general de los alcanos, alquenos y alquinos. ¿A qué se deben las diferencias observadas?
5) ¿Cómo varía el punto de ebullición y de fusión entre los alcanos en función de su masa, radicales y el largo de cadena? ¿Cómo podrías explicarlo considerando las interacciones intramoleculares?
6) ¿A qué se denomina isómeros estructurales? ¿pueden presentar diferentes propiedades químicas? Justifica.
7) ¿Cómo podemos diferenciar un grupo funcional dentro de una cadena de hidrocarburos? ¿existen algunas reglas para poder identificarlo? Realiza un cuadro comparativo con los grupos funcionales principales

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

8) ¿Cómo podríamos explicar que un alcohol forma más puentes de hidrógeno que una Amina?
9) Construir una tabla como la que se sugiere a continuación y completarla con la información correspondiente para compuestos de 1, 2, 3, 4 y hasta 10:

Cantidad de átomos de carbono	**Prefijo**	**Tipo de hidrocarburo alifático**	**Fórmula Condensada**	**Ejemplo**	
				Fórmula semidesarrollada	**Nombre**
1	Me-	Alcano			
		Alqueno	-	-	-
		Alquino	-	-	-
2	E-	Alcano	C_2H_6	$H_3C\text{-}CH_3$	Etano
		Alqueno			
		Alquino			

10) Completar el siguiente cuadro referido a los grupos funcionales:

Grupo funcional (*estructura*)	**Grupo funcional (*nombre*)**	**Tipo de compuesto *orgánico***	**Sufijo o prefijo**	**Ejemplo. Fórmula *semidesarrollada***	**Ejemplo. Nombre.**
R-OH	Hidroxilo	Alcohol	-ol		
	Carbonilo	Cetona			
	Carbonilo	Aldehídos			
	Carboxilo	Ácido Carboxilico	Ácido -oico		
R1-O-R2	Eter	Eter			
	Amino	Amina			

		Éster			

11) Relacionar y comparar las propiedades de cada grupo funcional entre sí.

12) Identificar los monómeros de los hidratos de carbono complejos, las proteínas y los lípidos; y el tipo de unión química que se establece.

13) ¿Qué importancia cumplen las insaturaciones en los ácidos grasos? justifica presentando ejemplos de la vida cotidiana

14) Diferenciar los términos de monosacárido, disacárido, oligosacárido y polisacárido. Dar un ejemplo de cada uno.

15) Que función cumplen los hidratos de carbono los lípidos y las proteínas. armar un cuadro para identificar sus diferencias

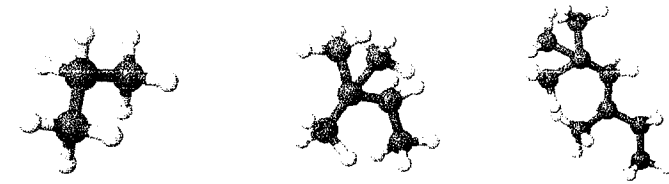
16) ¿Cuáles son las unidades básicas que conforman a las proteínas? ¿Cómo se denominan los enlaces que se producen entre ellas? Esquematizar un dipéptido e indicar los grupos funcionales presentes.

Guía de ejercicios y problemas de la Clase N° 16

Unidad N° 12: Introducción a la química orgánica. Biomoléculas

Ejercicios para desarrollar

1) Dadas las siguientes representaciones de hidrocarburos (compuestos conformados por C e H), indicar cuántos carbonos Primarios, Secundarios, Terciarios y Cuaternarios, están presentes en cada compuesto e indicarlos en las figuras:



(Aclaración: Las esferas blancas corresponden a representación de H y las esferas oscuras en C).

Indicar en cada carbono de las estructuras los carbonos primarios (1°), secundarios (2°), terciarios (3°) y cuaternarios (4°).

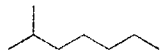
2) Los siguientes compuestos son utilizados en la actividad industrial como combustibles, solventes o materia prima para la fabricación de plásticos. Escribir las fórmulas molecular y esqueletal (o de línea) que representen a sus moléculas:

   a. Butano.
   b. Propeno.
   c. Ciclopentano.

d. etino (comúnmente llamado acetileno).

e. 2-metilbutano.

3) El grado de insaturación de una molécula orgánica se refiere a la cantidad de moléculas de hidrógeno gaseoso que se pierden respecto del alcano con la misma cantidad de carbonos (es decir, la cantidad de dobles enlaces o triples enlaces o ciclos que posee el compuesto insaturado). Indicar la fórmula molecular de cada una de las siguientes moléculas. Decir en cada caso cuál es su grado de insaturación y clasificar según se trate de un hidrocarburo aromático o alifático:

a) 

b) H–C≡C–H

c)

d)

e)

Una posible estrategia para resolver este ejercicio.

Para decidir si un hidrocarburo es alifático o aromático simplemente hay que observar si posee un anillo de benceno o no. Recordemos que un anillo de benceno corresponde a un ciclohexano con 3 dobles enlaces.

A la hora de escribir la fórmula molecular de un hidrocarburo (alifático o aromático) simplemente hay que contar la cantidad de carbonos e hidrógenos. Si nos dan la fórmula lineal (esqueletal) hay que recordar que en cada vértice hay un carbono y la cantidad necesaria de hidrógenos.

Luego, para contar las insaturaciones hay que prestar atención a los ciclos y a los dobles y triples enlaces. Recordemos que una insaturación se refiere a la pérdida de dos hidrógenos (o lo que es equivalente una molécula de hidrógeno gaseoso), por la formación de un enlace extra o por la formación de un ciclo. Entonces, para resolver, simplemente hay que contar los ciclos como una insaturación, el doble enlace como una insaturación y los triples enlaces como una insaturación adicional al doble enlace.

Solución

Tenemos cinco compuestos distintos para analizar.

Comenzamos con el compuesto a). Como puede verse no posee ningún anillo de benceno, por lo tanto, se trata de un hidrocarburo alifático. Luego, para obtener su fórmula molecular en este caso es sencillo dado que se tiene la fórmula semidesarrollada y se muestra explícitamente la cantidad de carbonos y de hidrógenos. Por lo tanto, simplemente hay que contar los carbonos (hay 8) y los hidrógenos (hay 18). La fórmula molecular entonces es C_8H_{18}. Por último, como no posee doble enlaces ni ciclos, no posee insaturaciones. Su fórmula responde a la de los alcanos C_nH_{2n+2}

El compuesto b) tampoco presenta ningún anillo de benceno, por ende, se trata de un hidrocarburo alifático. A partir de la fórmula semidesarrollada se procede igual que en el ítem a), contando 2 carbonos y 2 hidrógenos. Su fórmula molecular es C_2H_2. Como se ve, posee un triple enlace y, por su fórmula molecular se corresponde con la de los alquinos C_nH_{2n-2}

El compuesto c) presenta un anillo de benceno (de hecho, es un benceno), se trata de un hidrocarburo aromático. Para obtener su fórmula molecular se cuenta un carbono por cada vértice, en este compuesto hay 6 carbonos. Luego, hay que ver cuántos hidrógenos posee y, para ello, hay que recordar que cada carbono puede realizar 4 enlaces. Como se ve, cada carbono posee tres

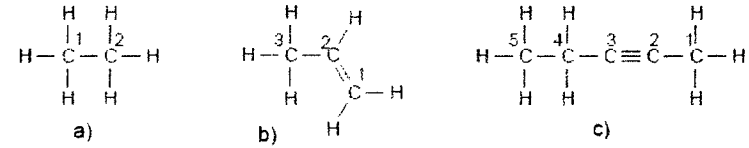
enlaces y, por ende, cada uno de ellos completa sus 4 enlaces uniéndose a un hidrógeno. Como hay 6 carbonos debe haber entonces 6 hidrógenos. Su fórmula molecular es C_6H_6. Como se ve, posee 3 dobles enlaces (lo que corresponden a 3 insaturaciones) y es un ciclo (lo que corresponde a una insaturación). El total de insaturaciones resulta entonces 4.

El compuesto d), si bien es un ciclo de 6 carbonos, no posee un anillo de benceno (no posee 3 dobles enlaces en el ciclo) y, por lo que se trata de un hidrocarburo alifático de la familia de los alicíclicos. Para obtener su fórmula molecular, se cuentan los C, uno por cada vértice, en este caso hay 6 C. Para los 2 carbonos afectados por el doble enlace sólo habrá un hidrógeno y para los 4 C restantes se requerirán 2 hidrógenos en cada C para saturar las 4 valencias del C. Habrá entonces 10 hidrógenos. La fórmula molecular resulta C_6H_{10}. Para el cálculo de insaturaciones, se tiene un doble enlace (lo que corresponde a una insaturación) y es un ciclo (lo que resulta equivalente a una insaturación). El total de insaturaciones es, entonces, 2. Se trata de un cicloalqueno.

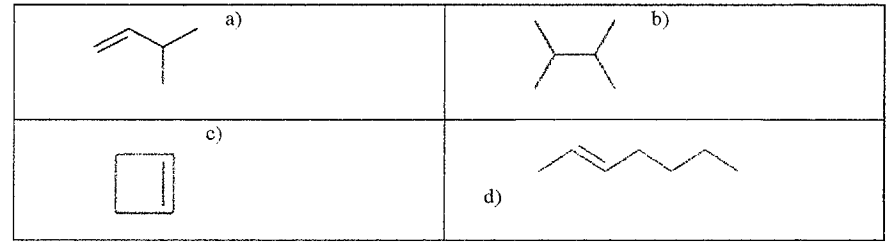
El compuesto e) no posee anillo de benceno, no es aromático, sino que se trata de un hidrocarburo alifático. Para obtener su fórmula molecular, se cuentan los C: hay un total de 5 carbonos. Los 3 carbonos terminales (de los bordes) poseen un solo enlace y están unidos a 3 hidrógenos cada uno. En tanto que uno de los carbonos que quedan posee 4 enlaces (uno doble y dos simples) y no puede unirse a nada más, mientras que el otro C posee 3 enlaces (uno doble y uno simple) y requiere un hidrógeno para completar sus 4 valencias. El total de hidrógenos es, entonces, 10. Su fórmula molecular resulta C_5H_{10}; se trata de un alqueno C_nH_{2n}

4) Indicar el tipo de hibridación que presenta cada uno de los carbonos presentes en los siguientes compuestos:

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común



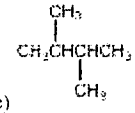
5) Escribir la Fórmula Molecular de los siguientes hidrocarburos y clasificarlos en Alcanos, Alquenos y Alquinos, según corresponda:

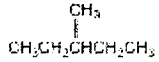


6) El ciclopentano y el 2-penteno son isómeros estructurales, pero con propiedades físicas y químicas muy distintas, se trata de un ciclo alcano y un alqueno respectivamente.
   a) Calcular el grado de insaturación de cada uno de los compuestos y compararlos.
   b) Decir si se trata de moléculas polares o no polares.
   c) Uno de ellos tiene punto de ebullición de 30°C, es inflamable y posee una alta reactividad química, el otro en cambio, posee un punto de ebullición de 50°C, es menos inflamable y posee baja reactividad química. Indicar cuáles características pertenecen al ciclopentano y cuáles al 2-penteno. ¿Cómo se pueden explicar estas diferencias considerando las estructuras?

7) Dados los siguientes compuestos orgánicos, todos ellos altamente inflamables, nombrarlos y clasificarlos:

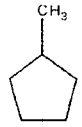
a) $H_3C-C\equiv CH$ b) $H_3C-CH=CH_2$

c) 

d) 

8) Nombrar los siguientes hidrocarburos de cadena cerrada e indicar a qué familia de compuestos pertenecen:

a)

b) 

c)

d)

9) Dibujar cada pareja de las moléculas propuestas e identificar si se trata de isómeros y en caso de serlo, indicar qué tipo de isomería los vincula:

a) Butano y metil-propano.

b) Propeno y propino.

c) Pentano y 2-metil-butano.

d) Hexanol y 3-hexanol.

10) Una de las uniones intermoleculares de mayor importancia es la unión de puente hidrógeno. Su presencia condiciona las propiedades físicas y químicas de las moléculas. Identificar cuáles de los compuestos propuestos formarán puentes hidrógeno:

a) Metanol.

b) Butano.

c) Ácido propanoico.

d) Octeno.

e) Propanona.

f) Etilamina.

11) **Capsula** Dados los siguientes compuestos, indicar a qué grupo de compuestos pertenecen y señalar el grupo funcional que los caracteriza.

a) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-OH$

b) $H_3C-NH-H_2C-CH_3$

c) $H_3C-NH-(CO)-CH_3$

d) $H_3C-(CO)-CH_3$

e) $H_3C-CH_2-CH_2-COOH$

f) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CHO$

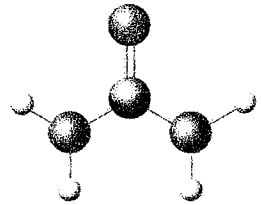
g) $H_3C-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3$

h) $H_3C-CH2-CH2-CH_2-CH_2-OH$

i) $H_3C-CH_2-CH_2-CH=CH_2CH_2CH_3$

12) La urea es un compuesto químico cristalino e incoloro. Se encuentra en elevada proporción en la orina, en el sudor y en la materia fecal. Su estructura se encuentra esquematizada en la siguiente

imagen: En la misma, las bolitas azules representan nitrógenos, las blancas hidrógenos, la gris el carbono y la roja el oxígeno.



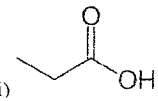
a) ¿Cuál es la fórmula molecular de la urea?

b) ¿Se trata de una sustancia polar o no polar? Justificar.

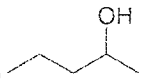
c) Identificar los principales grupos funcionales de la molécula.

13) Dados los siguientes compuestos, identificar los grupos funcionales y ordenar los compuestos según punto de ebullición decreciente:

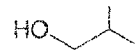
a) i)

ii) 

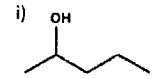
iii)

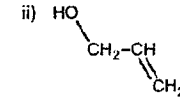
b) i) 

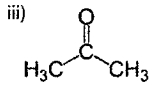
ii)

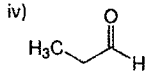
iii) 

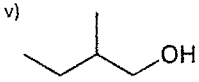
14) **Cápsula.** Un isómero es un compuesto que tiene la misma fórmula molecular que otro, pero distinta estructura. Dados los siguientes compuestos:

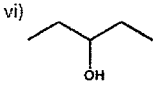
i) 

ii) 

iii) 

iv) 

v) 

vi) 

a) Identificar los grupos funcionales de cada uno de ellos.

b) Escribir las fórmulas moleculares y nombrarlos.

c) Agrupar los isómeros, indicando el tipo de isomería que los vincula.

15) Los COV (Compuestos orgánicos Volátiles) son compuestos ligeros, con menos de 12 átomos de carbono, y grupos funcionales diversos, sus vapores son liberados por la quema de combustibles como gasolina, madera, carbón o gas natural. También son liberados por disolventes, pinturas y otros productos que los poseen como parte de su composición.

a. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son solubles en agua? Justifique su respuesta. Etanol, Éter etílico, Octano, Ácido Fórmico, Penteno, Propanal, Butilamina

b. ¿A qué grupo pertenece cada uno?

Una posible estrategia para resolver este ejercicio.

Para los compuestos COV que se mencionan: etanol, éter etílico, octano, ácido fórmico, penteno, propanal y butilamina, a partir del nombre, escribir su estructura, caracterizando cada grupo funcional.

Clasificarlos considerando si son aromáticos o alifáticos, diferenciarlos entre ellos, analizar la cantidad de carbonos de cada uno, su polaridad, y la naturaleza del grupo funcional. A partir de su conformación y polaridad analizar si pueden formar puentes de hidrógeno. En los alcanos la polaridad es nula ya que en la cadena hidrocarbonada si bien hay diferencia de electronegatividad entre C e H, los momentos dipolares se anulan entre los distintos enlaces C-H. Recordemos que los electrones tienen mayor tendencia a desplazarse hacia el átomo más electronegativo, generando una densidad de carga negativa en él y en consecuencia una densidad de carga positiva en el otro átomo.

El nitrógeno, el flúor y el oxígeno en ciertas circunstancias pueden formar puentes de hidrógeno. La presencia de este tipo de unión intermolecular es importante para el análisis de estabilidad del compuesto y su solubilidad en agua.

Solución:

Analizando los casos propuestos resulta:

Etanol: El etanol pertenece al grupo de alcoholes ya que tiene unido un grupo oxhidrilo -OH a la cadena hidrocarbonada, y se trata de un alcohol primario. Es altamente soluble en agua ya que forma puentes de hidrógeno entre sus moléculas y también con el agua. Por otra parte, la cadena hidrocarbonada corta favorece la solubilidad.

Éter etílico: El éter etílico es del grupo de los éteres ya que hay un oxígeno uniendo dos cadenas hidrocarbonadas. Se trata de un éter simple porque las 2 cadenas carbonadas son iguales. Este éter tiene baja solubilidad en agua, ya que, si bien tiene un oxígeno con electrones libres, tiene una

distribución de cargas simétricas entre las dos cadenas hidrocarbonadas unidas. No forma puentes de hidrógeno.

Octano: El octano es un alcano, con una cadena hidrocarbonada de 8 C, sin dobles enlaces ni grupos funcionales. Su estructura es simétrica por lo que resulta altamente apolar

Acido fórmico: El ácido fórmico es un ácido carboxílico ya que posee el grupo carboxilo -COOH en extremo de cadena. En este caso la cadena es de 1 solo C. Es un compuesto altamente soluble en agua debido a su capacidad de formar puentes de hidrógeno entre sus moléculas y con el agua. Favorece su solubilidad en agua el hecho de que se trata de un compuesto con cadena hidrocarbonada corta.

Penteno: El penteno pertenece a la familia de los alquenos debido a que tiene un doble enlace entre dos de sus 5 carbonos. Su solubilidad en agua es baja debido a que es una cadena hidrocarbonada de tamaño medio y que no forma puentes de hidrógeno.

Propanal: Se trata de un aldehído de 3 C que, si bien tiene un oxígeno en carbono terminal de la molécula, este oxígeno no puede formar puentes de hidrógeno con el agua. Sin embargo, la alta densidad electrónica sobre el oxígeno genera un momento dipolar que favorece su solubilidad en agua. Se debe considerar también que mientras más larga sea la cadena hidrocarbonada, menos soluble será el aldehído, ya que su momento dipolar resultará menor.

Butilamina: Se trata de una amina primaria que tiene unido un grupo amino -NH_2 al último carbono de la cadena hidrocarbonada. El nitrógeno de la amina puede formar puentes de hidrógeno con el agua

y la alta densidad de carga negativa sobre el nitrógeno lo hace un compuesto de relativa polaridad, altamente soluble en agua.

16) Se encontraron en el laboratorio una serie de frascos de sustancias desconocidas. Luego de analizar su contenido mediante distintos ensayos de laboratorio, se obtuvieron las siguientes fórmulas moleculares:

I. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}COOH$;
II. $H_3C\text{-}CO\text{-}CH_3$;
III. $H_3C\text{-}COOH\text{-}CH_3$;
IV. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_3$;
V. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}OH$;
VI. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}CHO$

a) Nombra los compuestos, destacando su grupo funcional.

b) Agruparlos según pares de isómeros.

17) Las proteínas son macromoléculas formadas por monómeros o unidades estructurales llamados aminoácidos, que se unen entre sí mediante una unión denominada enlace peptídico. ¿De qué tipo de enlace químico es el enlace peptídico? Justificar la respuesta representando la unión.

18) Los lípidos son otro grupo importante dentro de las biomoléculas. Conforman un grupo muy heterogéneo de moléculas, con funciones muy diversas, dependiendo de su estructura y de la presencia de insaturaciones (dobles enlaces entre C). A continuación, se presentan cuatro lípidos y cuatro funciones específicas. Determinar a qué lípido le pertenece cada función específica

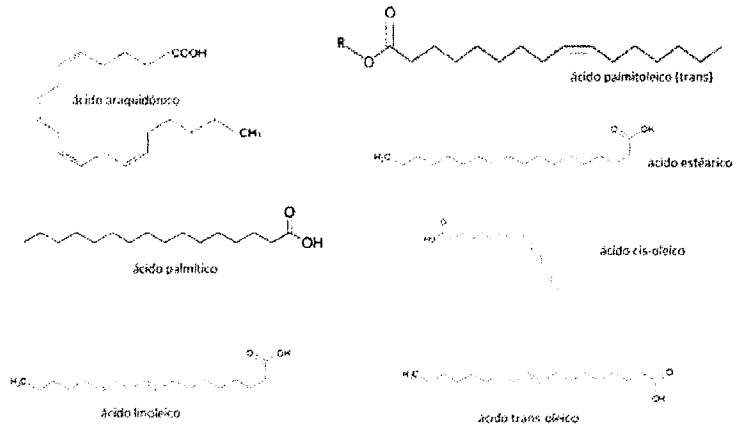
LÍPIDOS: Grasas, fosfolípidos, ceras, esteroides.

FUNCIÓN: Impermeabilizante, hormonal, componentes de membranas celulares, energética

19) Las grasas son nutrientes que están presentes en los alimentos que ingerimos y nuestro cuerpo las utiliza para generar membranas celulares, tejido nervioso (incluido el cerebro) y hormonas. El cuerpo también utiliza las grasas como combustible. Un perfil lipídico mide las concentraciones de distintos tipos de grasas en la sangre. Se lo conoce también como lipidograma o perfil de riesgo coronario. Los lípidos viajan en sangre unidos a proteínas y conforman distintos tipos de lipoproteínas, clasificadas y nombradas según su densidad. Por ejemplo, las HDL o "high-density lipoprotein" o lipoproteínas de alta densidad, las LDL "low-density lipoprotein" o lipoproteínas de baja densidad son dos de las lipoproteínas que se valoran en un lipidograma.

Los ácidos grasos pertenecen a la familia de los lípidos y pueden ser saturados o insaturados. Los acilglicéridos son ésteres de ácidos grasos en los que uno, dos o tres ácidos grasos se unen a una molécula de glicerina (glicerol o propanotriol), formando monoglicéridos, diglicéridos y triglicéridos respectivamente.

Para los siguientes ácidos grasos, identificar la cantidad de insaturaciones presentes en cada uno de ellos, indicar la posición de los mismos y determinar su fórmula molecular.



Estrategia:

Para determinar si una grasa está saturada o insaturada se debe observar si en su estructura presenta dobles enlaces o no. Para obtener su fórmula molecular se deben contar la cantidad de cada uno de los diferentes átomos presentes en la molécula. Por último, la posición de los dobles enlaces se obtiene numerando la cadena carbonada desde el extremo del grupo carboxilo.

Solución:

Ácido Araquidónico

Si observamos su estructura vemos que presenta 4 dobles enlaces, en los carbonos 5, 8, 11 y 14 por lo tanto tiene 4 insaturaciones y su forma molecular es $C_{20}H_{52}O_2$

Ácido Palmitoleico

Presenta 1 solo doble enlace en el carbono 9 , presenta 1 instauración y su fórmula molecular es

$C_{16}H_{30}O_2$ ó C16:1 Δ9

Acido Cis- Oleico

Presenta 1 doble enlace en el carbono 9 por lo tanto tiene 1 instauración y su fórmula molecular es

$C_{18}H_{34}O_2$ ó C18:1 Δ9c

Ácido Linoleico

Presenta 2 doble enlace uno en el carbono 9 y otro en el carbono 12 por lo tanto tiene 2 insaturaciones y su fórmula molecular es **$C_{18}H_{30}O_2$ ó C18:2 Δ9; 12**

Ácido trans Oleico

Presenta 1 solo doble enlace en el carbono 9 ,1 instauración y su fórmula molecular es **$C_{18}H_{34}O_2$** ó **C18:1 Δ9t**

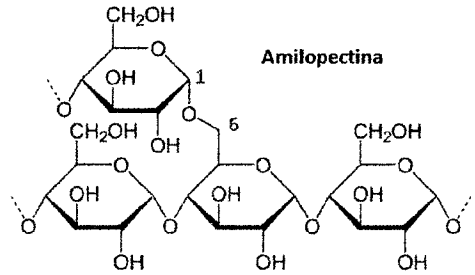
Ácido Esteárico

No presenta dobles enlaces, no tiene insaturaciones y su fórmula molecular es **$C_{18}H_{36}O_2$**

Acido Palmítico

No presenta dobles enlaces, no tiene insaturaciones y su fórmula molecular es **$C_{16}H_{32}O_2$** .

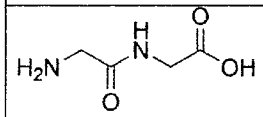
20) Los almidones se encuentran en los alimentos vegetales como patatas, trigo, maíz, arroz o legumbres. La amilopectina, junto con la amilosa, es una biomolécula presente en el almidón, Este compuesto proporciona energía de fácil digestión y de rápida disponibilidad, ideal para reponer glucógeno en los músculos. Presenta la siguiente estructura

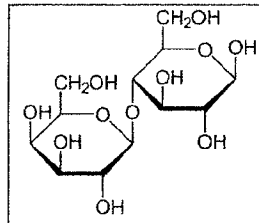
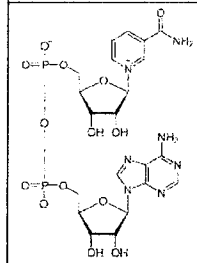
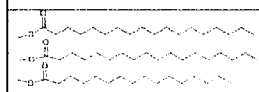


a) Mencionar a qué grupo de biomoléculas pertenece

b) Qué tipo de enlaces presenta este tipo de macromoléculas

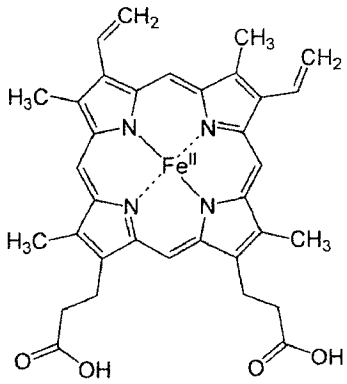
21) Completar el siguiente cuadro:

BIOMOLÉCULA	SUBUNIDADES (nombre y tipo)	TIPO DE UNIÓN QUÍMICA ENTRE SUBUNIDADES
 Glicilglicina		

 Lactosa		
 Nicotinamida+adenina		
 Triglicérido		

22) **Cápsula.** La hemoglobina es una proteína que se encuentra en el interior de los glóbulos rojos. Su función principal es la de transportar el oxígeno y el dióxido de carbono en el proceso de la respiración celular. Es una proteína cuaternaria constituida por 4 subunidades: 2 alfa y 2 beta. A

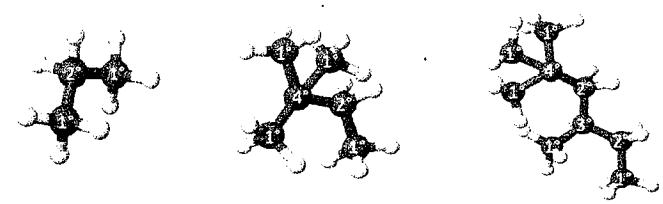
su vez es una hemoproteína porque contiene Fe en su interior. Dada la estructura química correspondiente al grupo Hemo:



Indicar los grupos funcionales que se encuentran presentes en la estructura del grupo Hemo.

Respuestas de los ejercicios y problemas de la Clase N° 16

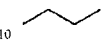
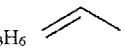
1)



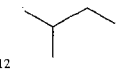
Primarios	2
Secundarios	1
Terciarios	0
Cuaternarios	0

Primarios	4
Secundarios	1
Terciarios	0
Cuaternarios	1

Primarios	5
Secundarios	2
Terciarios	1
Cuaternarios	1

2) a) Butano C_4H_{10}  b) Propeno C_3H_6 

c) Ciclo Pentano C_5H_{10} d) Etino C_2H_2

e) 2-metilbutano C_5H_{12} 

3) Resuelto

4)

Compuesto	Carbono 1	Carbono 2	Carbono 3	Carbono 4	Carbono 5
A	sp^3	sp^3			
B	sp2	sp^2	sp^3		
C	sp^3	sp	sp	sp^3	sp^3

5) a) C_5H_{10} alqueno

b) C_6H_{14} alcano

c) C_4H_6 ciclo alqueno

d) C_7H_{14} alqueno

6) a) Ciclopentano - 1 insaturación 2-penteno - 1 insaturación

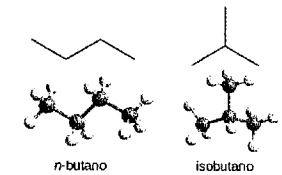
b) Se trata de moléculas NO polares

c) El menos reactivo e inflamable es el ciclopentano. Y el más reactivo e inflamable es el 2 - penteno.

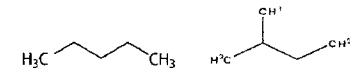
7) a) propino b) propeno c) 2,3-dimetil butano d) 3-metil pentano

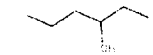
8) a) ciclopropano (cicloalcano) b) metilciclopentano (cicloalcano) c) benceno (aromático) d) ciclohexano (cicloalcano)

9) a) isómeros de cadena C_4H_{10}



b) No son isómeros de ningún tipo.

c) Isómeros de cadena  C_5H_{12}

d) Isómeros de posición  $C_6H_{14}O$

10) a) Metanol c) Ácido Propanoico f) Etilamina

11) Cápsula

12) a) H_4CN_2O; b) Es una sustancia polar; c) La molécula de la urea tiene un grupo cetona (=O) y 2 grupos amino ($-NH_2$)

13) a) ii) Ácido Carboxílico > i) Alcohol > iii) Cetona

b) ii) Alcohol 1° > i) Alcohol 2° > iii) Alcohol 1° con ramificación

14) Cápsula

15) Resuelto

16) a)

I. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}COOH$ ác. propanoico

II. $H_3C\text{-}CO\text{-}CH_3$ propanona

III. $H_3C\text{-}COOH\text{-}CH_3$ etanoato de metilo

IV. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_3$ éter metil etílico

V. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}OH$ propanol

VI. $H_3C\text{-}CH_2\text{-}CHO$ propanal

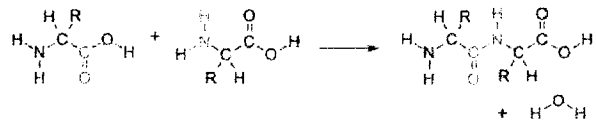
Los pares de isómeros funcionales son:

$H_3C\text{-}CO\text{-}CH_3$ (Cetona) y $H_3C\text{-}CH_2\text{-}CHO$ (Aldehído)

$H_3C\text{-}CH_2\text{-}COOH$ (Ácido Carboxílico) y $H_3C\text{-}COOH\text{-}CH_3$ (Ester)

$H_3C\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}OH$ (Alcohol) y $H_3C\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_3$ (Éter)

17) La unión peptídica es una unión covalente formada en una reacción de condensación. La "cabeza" del grupo funcional amino de un aminoácido se puede unir a la "cola" del grupo funcional carboxilo de otro aminoácido, con eliminación de una molécula de agua. La unión peptídica en cadena de muchos aminoácidos forma un péptido y si son muchoa aminoácidos, un polipéptido y después una proteína. La secuencia de aminoácidos en la cadena polipeptídica determina el carácter biológico de la molécula.



18) Grasas, energética

Fosfolípidos, componentes de las membranas celulares,

Ceras, impermeabilizantes.

Esteroides, hormonal.

19) Resuelto

20) a) carbohidratos b) alfa D- glucosídicos

21)

BIOMOLÉCULA	SUBUNIDADES (Nombre y Tipo)	TIPO DE UNIÓN QUIMICA ENTRE SUBUNIDADES
Glicilglicina	Dos glicinas (aminoácidos)	Enlace amida – Unión peptídica
Lactosa	Glucosa + Galactosa (dos monosacáridos)	Enlace éter – Unión glucosídica
Nicotinamida + Adenina	Ambos nucleótidos	Enlace fosfodiéster
Triglicérido	1 glicerol + 3 ácidos grasos	Unión éster

22) Cápsula

Aspectos conceptuales clase N°16

Unidad N°12: Compuestos del carbono y biomoléculas

"Se define la química orgánica como la química de los compuestos de carbono."

Friedrich August Kekulé

Introducción:

La Química Orgánica vista como aquella rama que estudia un sinfín de moléculas cuyo elemento principal es el carbono y su interacción con el hidrógeno y otros heteroátomos. Asimismo, esta disciplina permite predecir el comportamiento de las moléculas orgánicas, las cuales han atraído la atención de la humanidad desde tiempos inmemorables. La Química Orgánica está estrechamente relacionada con muchos campos importantes como Bioquímica, Farmacia, Agroquímica, Terapéutica tanto animal como vegetal, Química de los alimentos y Bromatología; Catálisis (Química y Enzimática), Productos Naturales, Cinética Química, Desarrollo de nuevos Materiales, y más recientemente con la Química Verde (Autino, 2013).

El objetivo de este documento es brindar herramientas de índole conceptual y algunas delimitaciones a la hora de estudiar la Química Orgánica, debido a la amplitud de términos, representaciones y fórmulas que se hallan en esta rama de la Química, la catedra de **Química Idoyaga** de la Universidad de Buenos Aires, ha adoptado algunos criterios para mejorar la compresión y el aprendizaje de la misma.

Al ser una introducción a la Química Orgánica nos vemos avocados por determinar qué objetivos responde y cuales no responde, por lo tanto, los objetivos de esta clase introductoria que va responder son:

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

- Interpretar los conceptos básicos de la química orgánica como hidrocarburo, hibridación, cadenas alifáticas saturadas e insaturadas, tipos de fórmulas, grupos funcionales y macromoléculas.
- Identificar los tipos de hibridación que se presenta en las moléculas orgánicas y sus principales grupos funcionales (alcohol, aldehído, cetona, ácido carboxílico, éter, éster, amina y amida).
- Reconocer las formas de isomería funcional y estructural que presentan las moléculas orgánicas y los tipos de enlace en las macromoléculas.

Como se mencionó anteriormente este curso no va a responder a algunos conceptos, teorías, modelos y representaciones de esta, dado que sería muy extenso y **no** es la prioridad del curso, los cuales son:

1. Compuestos orgánicos del tipo alifático superiores a 10 átomos de carbono
2. Ramificaciones especiales definidos con los prefijos como Iso-, Sec-, Ter-, Neo-
3. Compuestos cíclicos superiores a 6 átomos de carbono
4. Isomería óptica y quiralidad
5. Química de los compuestos aromáticos
6. Reacciones en los compuestos orgánicos
7. Bioquímica de las macromoléculas

Se recuerda que este documento no reemplaza la bibliografía comprendida en el curso.

Conceptos a tener en cuenta

Vamos a tener en cuenta algunas nociones muy elementales de la química orgánica.

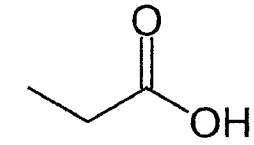
- Hay que tener presente que el Carbono en todos los compuestos orgánicos es tetravalente, es decir que tendrá cuatro enlaces que pueden ser:

Cuatro simples	Uno doble y dos simples	Dos dobles.	Uno triple y uno simple.

- Las moléculas orgánicas pueden ser representadas desde diferentes fórmulas por esta razón vamos a tener en cuenta las siguientes
    - **Tipos de formulas**
        - **Formula molecular:** expresa el número real de átomos de cada elemento que forma cada compuesto

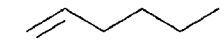
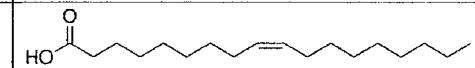
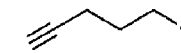
Compuesto	Formula molecular
Hexano	C_6H_{14}
Ácido propanóico	$C_3H_6O_2$

        - **Formula esqueletal o estructural:** indica el esqueleto de la cadena de hidrocarburos y cualquier grupo funcional unido a él. Son muy concisas y permiten ser tratadas en los simuladores del aula virtual. Las líneas están dibujadas en zig-zag y en el extremo de cada vértice va representar un átomo de carbono.

Compuesto	Formula esqueletal
Hexano	
Ácido propanóico	

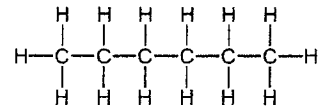
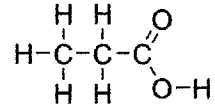
Aclaración a tener en cuenta

Para las insaturaciones se indican explícitamente

Compuesto	Formula esqueletal
1-Hexeno	
Ácido oléico	
1-Hexino	

- **Formula desarrollada:** se expresa en ella cómo están unidos entre sí todos los átomos que constituyen la molécula.

Compuesto	Formula desarrollada

Hexano	
Ácido propanóico	

- **Formula semidesarrollada:** Se especifican los enlaces entre los carbonos y el resto de los átomos se agrupan en el carbono que le corresponde. Es la más utilizada. También se puede esquematizar la cadena utilizando líneas quebradas, cada vértice representa un carbono saturado (con los hidrógenos necesarios para completar sus cuatro enlaces).

Aclaración en la escritura de la formula semidesarrollada

Al iniciar la escritura de la fórmula comenzaremos con los hidrógenos para darle la prioridad del enlace entre carbono-carbono. (Nota: los números pueden presentarse como subíndices)

Compuesto	Formula semidesarrollada a usar	Formula semidesarrollaa que no se debe usar
Hexano	H3C-CH2-CH2-CH2-CH2-CH3	CH3-CH2-CH2-CH2-CH2-CH3
Ácido propanóico	H3C-CH2-COOH	CH3-CH2-COOH

Cuando se trata de grupos funcionales dentro de una formula semidesarrollada nos delimitaremos a trabajar con los siguientes apartados

Grupo funcional	**Formula semidesarrollada**	**Ejemplo**
Alcohol	R-C-OH	H3C-CH2-CH2-OH
Aldehído	R-CHO	H3C-CH2-CHO
Cetona	R-CO-R'	H3C-CO-CH3
Ácido carboxílico	R-COOH	H3C-CH2-COOH
Éter	R-O-R'	H3C-CH2-O-CH3
Éster	R-COO-R	H3C-COO-CH3
Amina	R-NH2 primaria R-NH-R' secundaria	H3C-CH2-CH2-NH2 H3C-CH2-NH-CH3
Amida	R-CO-NH2 R-CO-NH-R'	H3C-CH2-CO-NH2 H3C-CO-NH-CH3

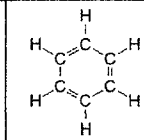
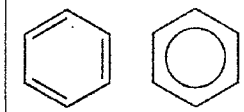
Nota: Siendo R la continuación de la cadena hidrocarbonada

- Si existen varios grupos funcionales es necesario seguir un **orden de prioridad** para nombrarlos. El grupo principal será nombrado como hemos visto hasta ahora, y si es el grupo secundario se nombran de la siguiente manera.
  1. Ácidos carboxílicos
  2. Ésteres
  3. Amidas.
  4. Aldehídos

5. Cetonas
6. Alcoholes
7. Aminas
8. Éteres
9. Alquenos
10. Alquinos
11. Alcanos

Grupo funcional	Formula semidesarrollada	terminación	Como sustituyente
Ácido carboxílico	R-COOH	-oico	Carboxi-
Ester	R-COO-R´	-oato	Oxicarbonil-
Amida	R-(CO)-NH2	-amida	Carbamoil-
Aldehído	R-CHO	-al	-formil-
Cetona	R-(CO)-R´	-ona	-oxo-
Alcohol	R-OH	-ol	Hidroxi-
Amina	R-NH2	-amina	-amino-
Éter	R-O-R´	-eter	Oxi, oxa-
Alqueno	R=R´	-eno	…enil-
Alquino	R≡R´	-ino	…inil-
Alcano	R-R´	-ano	….il-

- Trabajaremos solo los cicloalcanos, los cuales son hidrocarburos saturados cuya forma estructural representa una figura geométrica tal sea un triángulo para el ciclopropano, un cuadrado para el ciclobutano, un pentágono para el ciclopentano y un hexágono para el ciclohexano
- Se toma únicamente la estructura cíclica insaturada del benceno, como fundamento existencial en la química aromática.

Compuesto	Formula molecular	Formula desarrollada	Formula estructural o esqueletal
Benceno	**C6H6**		

- Solo trabajaremos los tres grandes grupos de las macromoléculas
  - Carbohidratos
  - Lípidos
  - Proteínas

Procuramos apoyar el desarrollo de las habilidades de les estudiantes para interpretar las reacciones orgánicas, a fin de nivelar, en instancias de estudio posteriores, su comprensión de las que tienen lugar en sistemas biológicos.

La bibliografía utilizada para esta clase seguirá siendo:

Bibliografía obligatoria: Chang, R. y Goldsby, K., (2013). *Química.* México: McGraw-Hill Educación. 11° Edición.

Capítulo: N° **24 Apartados:** 24.1; 24.2; **Capítulo:** N° **25 Apartados:** 25.3; 25.4

- Química orgánica arómatica Apartados 24.3.
- Grupos funcionales apartado 24.4.
- Proteínas 25.3.

Bibliografía adicional y para los que deseen entrar en detalle con algún concepto dirigirse a los siguientes capítulos y libros.

- McMurry J (2008). *Química Orgánica.* México: Capitulo N°1 Apartados 1.6, ;1.7; 1.8; 1.9; 1.12. Cengage Learning. 7° edición.
- McMurry J (2008). *Química Orgánica.* México: Capitulo N° 3. Cengage Learning. 7° edición.

Cicloalcanos.

- McMurry J (2008). *Química Orgánica.* México: Capitulo: N° 4 apartado 4.1 y 4.2. Cengage Learning. 7° edición.

Alquenos:

- McMurry J (2008). *Química Orgánica.* México: Capitulo: N° 7. Cengage Learning. 7° edición.

Alquinos:

- McMurry J (2008). *Química Orgánica.* México: Capitulo: N° 8. Cengage Learning. 7° edición.

Química orgánica aromática:

- McMurry J (2008). *Química Orgánica.* México: Capitulo: N° 15. Cengage Learning. 7° edición.

ANEXO

¿Cómo armo un informe?

¿Que se pretende con el informe de la actividad experimental?

Muchas veces creemos que una actividad experimental en química consiste en solo ir a un espacio, tomar un par de reactivos, mezclarlo, seguir confusos procedimientos y listo. Sin embargo, el desarrollo de este tipo de actividad tiene una arista tan importante como la actividad experimental misma: la confección de un informe de laboratorio

El informe de laboratorio es un texto expositivo que emplea un lenguaje específico propio de la química; en este informe se indica qué se hizo, para qué se hizo, cómo se hizo, cuáles fueron los resultados y su posible interpretación y finalmente una conclusión. En este sentido, un informe posee fines específicos que lo obligan a realizar un esfuerzo tenaz de depuración para que en el mismo las ideas se expresen con la mayor rigurosidad y objetividad posibles (Sabino, 1993). Para este fin proponemos que el informe posea las siguientes secciones: Título, Objetivo, introducción y fundamentación, Materiales y Método, Resultados, Discusión, Conclusión. A continuación, explicaremos los contenidos y formato de estas secciones.

TÍTULO:

Puede haber más de uno. El principal, correspondiente al trabajo práctico y subtitulos para las partes de todo si las hubiere.

OBJETIVO:

Debe contener, breve y concretamente, la finalidad de la experimentación que se está informando. Contesta a las preguntas ¿**Qué se busca obtener** con el desarrollo de la práctica pertinente?¿**Para qué se hace la actividad?**

INTRODUCCIÓN Y FUNDAMENTACIÓN:

La introducción informa tres elementos muy importantes: el propósito, la importancia y el conocimiento actual del tema. Requiere se establezca el marco contextual en el que se inserta el problema que se va a resolver, **qué es lo que se sabe** acerca del asunto en cuestión, qué es lo que se desconoce y que representaría desde el punto de vista científico, tecnológico, económico y social conocer lo que no se sabe. Esta construcción de lo general a lo particular se corresponde con los objetivos planteados.

La introducción debe basarse en las evidencias que aparecen en la literatura para establecer la originalidad, el interés y la lógica del problema que se va a resolver lo que se debe realizar con la máxima capacidad de síntesis.

MATERIALES ¿Con qué?

Deben consignarse aquí todos los datos sobre elementos, reactivos, aparatos, esquemas e instrumentos que se usarán para el Trabajo práctico.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

MÉTODO: ¿Cómo?

En esta sección se describe el o los diseños experimentales con claridad suficiente para que los experimentos puedan ser reproducidos por los colegas. Es conveniente tener presente, con respecto a los materiales, que se deben especificar las técnicas y las cantidades exactas y el método de preparación. Así también debe tenerse especial cuidado en utilizar una denominación genérica, absteniéndose, en lo posible, de nombres comerciales. En lo referente a los métodos debe proporcionarse el procedimiento secuencial de experiencia (no es necesario incluir detalles pormenorizados de cómo se preparan los reactivos, ni cómo se activan equipos, etc.). Los detalles y cálculos auxiliares se pueden informar en secciones especiales que se pueden llamar: Apéndice procedimiento. Apéndice diagrama lógico, Apéndice cálculos, Apéndice preparación de reactivos, etcétera. En cuanto a los métodos, es conveniente presentarlos, si se puede, cronológicamente. Los métodos relacionados entre sí deben presentarse juntos. También figuran en esta sección las ecuaciones utilizadas para obtener los resultados y los datos secundarios. Los términos de las ecuaciones deben estar todos bien aclarados.

Hay que evitar incluir deducciones de ecuaciones, no obstante, si se piensa que es indispensable mostrarlas nuevamente se puede recurrir a una sección aparte: Apéndice deducciones de ecuaciones.

En esta sección no se incluyen resultados. El tiempo verbal adecuado es el infinitivo

RESULTADOS:

En esta sección se deben presentar todos los valores directos obtenidos o consecuencia de cálculos, como así también los gráficos. Aquí también deben incluirse los datos (temperatura de trabajo, densidad, etc)

Para que los datos tengan una presentación más aceptable, siempre que sea posible, debe dárseles formato de tabla: Los encabezados de cada hilera o columna deberán tener indicado de qué variable se trata (con su unidad, si la tiene, entre paréntesis).Sii hace falta y se puede, se recomienda el empleo de la notación científica, de fácil visualización, en la casilla superior de las columnas. Por convención, en la elaboración de tablas para la elaboración posterior de un gráfico de dispersión, se consignan la variable independiente (x) en la primera columna y la/las variables dependientes en la/las siguientes columnas. Se ordenan los valores de la variable independiente en forma creciente de arriba hacia abajo. El orden de los valores de la variable dependiente queda establecido según la variable independiente.

Los gráficos y tablas deben tener el título correspondiente y un breve texto explicativo que aclare los símbolos y las abreviaturas que se utilizaron. Cuando se presentan más de una tabla y gráficos se los numera para que sea de fácil identificación en posteriores secciones (ejemplo en resultados o discusión).

En cada uno de los ejes de un gráfico debe consignarse el título de la variable y la unidad con que fue medida dicha variable. Puede optarse por una leyenda o el símbolo de la variable. Los valores de las escalas pueden presentarse en notación científica indicando la potencia de 10. Al elegir las escalas debe tenerse en cuenta que las mismas sean de fácil interpretación y que no requieran la

realización de cálculos auxiliares. Los valores que se indican serán de referencia y no necesariamente los que figuran en la tabla.

La aproximación de las escalas debe ser mayor o igual a la de los datos que allí se consignarán, de modo de no introducir errores adicionales a los experimentales.

El tiempo verbal empleado en esta sección es pasado.

DISCUSIÓN:

Es el espacio que se reserva para dar las explicaciones sobre lo obtenido, las dificultades, o salvedades que justifiquen lo encontrado y su concordancia o no con lo esperado. El tiempo verbal empleado en esta sección es el pasado.

CONCLUSIÓN:

Debe ser una consecuencia lógica de lo propuesto en los objetivos. No debe contener explicaciones. Siempre se concluye "mirando los objetivos".

Es fundamental que en esta parte quede explícito y en pocas palabras, el veredicto. Debe consignarse de modo absolutamente definido, la posición alcanzada respecto de los objetivos planteados al principio, su comprobación y cumplimiento.

El tiempo verbal empleado en esta sección es el pasado.

ANEXO:

Este apartado se puede agregar o no, por lo general se incluye al final del informe, es un apartado independiente que pretende ayudar a entender algunos resultados, en el se pueden mencionar observaciones, datos o desarrollos (por ejemplo, matemáticos) que no forman parte del cuerpo del informe, pero el autor considera importante mencionar o explicitar.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Formato de Informe de laboratorio de Química

El informe que se realizará sobre la base de los laboratorios remotos deberá contar con las siguientes especificaciones:

- El formato del informe preferible a entregar deberá ser: .doc, .docx, .pdf.
- El texto deberá tener fuente de letra Time New Roman, tamaño 12, Interlineado 2 y texto justificado.
- El título: tamaño de letra 16, centrado y negrita
- Los subtítulos en tamaño de letra 12 y en negrita sin centrar.
- El nombre y apellido y comisión del o la estudiante debajo del título.
- Nombre del archivo deberá ser: informe Número del TP_nombreapellidocomisión (ejemplo: informe1_juanperez10050).
- Cada integrante del grupo individualmente deberá subir el informe grupal a la plataforma de "entrega de informe de laboratorio: Gases" para que pueda ser calificado.

El informe deberá presentar las siguientes secciones:

Título

Objetivos (50 palabras máximo)

Fundamentación (250 - 300 palabras máximo)

Materiales (100 palabras máximo)

Método (100 palabras máximo)

Resultados (100 palabras máximo, sin contar el contenido de las tablas)

Discusión (250 palabras máximo aproximado)

Conclusión (150 palabras máximo aproximado)

Anexo (opcional)

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Rúbrica para informes de laboratorio de Química

Las rúbricas son un instrumento que te permiten conocer los objetivos de aprendizaje, es decir, lo que los docentes esperamos que realices para construir conocimientos sobre el carácter experimental de la química. Además, tienen el valor de ser empleados como una herramienta para la autogestión y la autoevaluación propia del o la estudiante que posibilita la autonomía de su formación. En este sentido, la siguiente rúbrica describe cuatro categorías sobre el contenido del informe y cuatro niveles de desempeño. Dentro de cada celda se describen los indicadores de los objetivos a alcanzar en cada nivel. Es importante que reconozcas el nivel en el que te encontrás para poder superarte.

	Niveles de desempeño			
Categoría	**Altamente satisfactorio**	**Satisfactorio**	**Regular**	**Insuficiente**
Formato y estructura del informe	El informe presenta el formato solicitado y cuenta con todas las secciones propuestas. Se identifica claramente el tema central que da sentido a todo el documento y relaciona a las diferentes secciones entre	El informe presenta el formato solicitado y cuenta con todas las secciones propuestas. Se identifica claramente el tema central que da sentido a todo el documento y relaciona a las diferentes secciones entre sí. Cada sección se encuentra	El informe presenta el formato solicitado y cuenta con todas las secciones propuestas. Cada sección se encuentra claramente identificada. Pero, no se logra distinguir claramente las conexiones entre las mismas. Tampoco se	El informe presenta un formato diferente al solicitado. Resulta difícil distinguir las secciones que se presentan y las conexiones entre las mismas. Tampoco se incorpora el anexo de cálculos auxiliares

	sí. Cada sección se encuentra claramente identificada. Además, incorpora el anexo de cálculos auxiliares.	claramente identificada. No se incorpora el anexo de cálculos auxiliares.	incorpora el anexo de cálculos auxiliares.	
Contenido	Todas las secciones, están redactadas de manera clara, respetando los tiempos verbales y el formato de cada sección en particular	La redacción es clara. Se presentan las secciones con el formato recomendado, pero no se respetó el tiempo verbal	La redacción es clara pero no respeta el formato esperado para cada sección.	La redacción del informe es confusa y poco clara.
Presentación de resultados	Presenta los resultados de manera organizada en tablas o gráficos cuando corresponde. Las tablas y gráficos presentan las variables y unidades expresadas correctamente e identifica las	Presenta los resultados de manera organizada en tablas o gráficos cuando corresponde, pero uno o más resultados no presentan las unidades o se expresan incorrectamente. Reconoce las variables experimentales,	Presenta los resultados en tablas o gráficos cuando corresponde, pero en forma desordenada sin respetar el formato. No reconoce las variables experimentales correctamente.	La presentación fe los resultados de las experiencias es parcial. No se presentan en formato de tabla o gráfico cuando corresponde. No identifica las variables experimentales.

	variables de control, dependiente e independiente.	pero no logra identificarlas.		
Discusión de resultados	Compara los resultados y su vínculo con la teoría considerando las limitaciones de la metodología utilizada y su relación con los resultados. La redacción es clara y organizada. Finaliza con una conclusión clara y breve basada en los datos observados.	Compara los resultados y se aprecia vínculo con la teoría y, se considera las limitaciones de la metodología utilizada relacionada con los resultados obtenidos. La redacción es clara y organizada. Sin embargo, carece de una conclusión clara y breve basada en los datos observados.	La discusión es incompleta ya sea por falta de vínculo con la teoría y/o por falta en el análisis de los datos. No se consideran las limitaciones de la metodología utilizada y su relación con los resultados obtenidos. La redacción es clara pero desorganizada. Sin embargo, finaliza con una conclusión clara y breve basada en los datos observados	La discusión es incompleta por falta de vínculo con la teoría y/o por falta en el análisis de los resultados. La redacción es poco clara y desorganizada. Carece de una conclusión.

Guía de fundamentos

Laboratorio de gases

Diferentes sustancias en la naturaleza se presentan en estado gaseoso. Algunos ejemplos son el aire, compuesta por una mezcla de oxígeno (O_2), nitrógeno (N_2) en mayor proporción, ozono (O_3), dióxido de carbono (CO_2) y otros elementos inertes como el argón (Ar) en menor proporción. También compuestos que se emplean en la industria como el cloro (Cl_2) o que se generan en las mismas como óxidos de azufre (SO_2; SO_3 entre otros) u óxidos de nitrógeno (N_2O, NO; NO_2 entre otros) o compuestos orgánicos como el metano (CH_4), el etano (C_2H_6), el propano (C_3H_8) utilizados como combustible de campo. Estos compuestos pueden ser producidos por reacciones químicas. Es por ello por lo que es importante el estudio del comportamiento de los gases que se desarrolló en el siglo XVII y comienzos del s. XVIII motivados por la ilustración y que dieron el inicio de la termodinámica que permitió la primera revolución industrial.

Los gases

El estado gaseoso se caracteriza por el hecho de que su volumen es muy sensible a las variaciones de temperatura y de presión. Por otra parte, los gases no tienen superficie de contorno, esto es, tienden a ocupar todo el espacio disponible. De allí que para definir el estado de una cantidad de gas (n) es necesario determinar su presión (P), el volumen que ocupa (V) y la temperatura (T) a la que se encuentra esa masa gaseosa, ya sean sustancias puras o mezclas.

Las leyes de los gases describen el comportamiento de estos en diferentes condiciones de P, T y V. Estas leyes nacieron de la experimentación, por lo que se las conoce también como generalizaciones empíricas, y han sido muy importantes en la postulación de la existencia de átomos y moléculas. Para estas leyes se estableció una idealización de los gases conocida como gases ideales que cumplen las siguientes condiciones:

- Comprenden un gran número de partículas como átomos o moléculas tan alejadas entre sí.
- El volumen y tamaño de las partículas es puntual.
- Estas partículas se mueven rápida y azarosamente en línea recta.
- El movimiento sigue las leyes de Newton del movimiento.
- Las colisiones entre estas partículas son perfectamente elásticas, es decir que no hay pérdida de energía.
- No hay fuerzas de atracción o repulsión entre las partículas.

Ley de Boyle-Mariotte

Esta ley relaciona la presión (P) y el volumen (V) de una determinada cantidad de gas (n), en un proceso sin variación de temperatura (T), es decir, a temperatura constante. Dicha ley fue formulada independientemente por el físico y químico anglo-irlandés Robert Boyle en 1662 y el físico y botánico francés Edme Mariotte en 1676.

En 1662, Boyle se dedicó a estudiar de forma sistemática y cuantitativa el comportamiento de los gases en una serie de experimentos con el aire para encontrar la relación que existe entre el volumen y la presión. Empleó un tubo en forma de "U" donde introdujo un gas y luego, por sobre este gas, añadió mercurio hasta lograr el equilibrio. Esto se puede ver representado en la figura 1 donde se observa el gas, por ejemplo, aire. En la figura 1.a se observa que el gas ocupa un determinado volumen y se puede medir la presión mediante la diferencia de altura en los niveles.

En este caso, el nivel del mercurio es iguales tanto en la rama en contacto con el gas como en la rama en contacto con la atmósfera son iguales, lo que indica que la presión del gas dentro del tubo es equivalente a la presión atmosférica. En la figura 1.b se observa que, al agregar mercurio, este comprime al gas, por ende, se reduce el volumen y se puede observar que la presión se duplica como resultado de la diferencia de alturas en los niveles. En la figura 1.c se triplica la presión por agregado de mercurio y se observa la reducción del volumen del gas a un tercio del volumen inicial. En las tres experiencias se mantuvo la temperatura y la cantidad del gas constante.

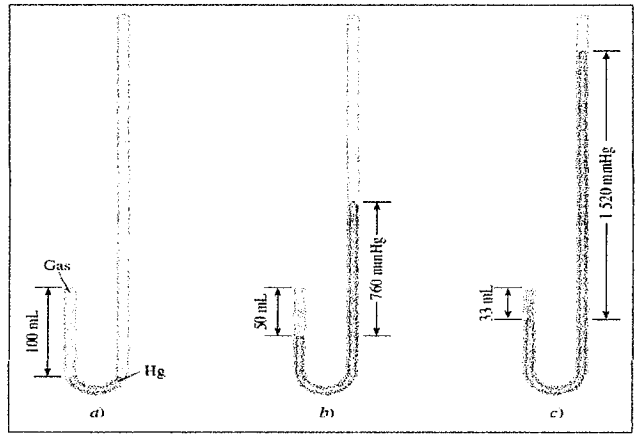


Figura 1. Variación del volumen de un gas en función del cambio de la presión a temperatura constante. (Fuente: Química. Chang 11va edición)

Observando estos resultados Boyle concluyó que "*A temperatura constante, el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a la presión que éste ejerce*".

Esta ley se expresar de forma matemática como:

$$P \cdot V = k_{T,n}$$

Donde: P es presión, V es volumen, $k_{T,n}$ es una constante definidas a una temperatura y cantidad de gas constantes.

Esta ecuación puede representarse gráficamente colocando las presiones en el eje de las ordenadas y los volúmenes en las abscisas:

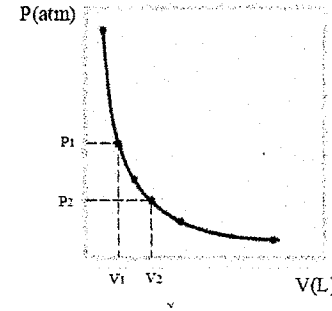


Gráfico 1: Variación de la presión (P) en función del cambio del volumen (V) a una temperatura y cantidad de sustancia constante.

Al cambiar las temperaturas, medidas en escala de temperaturas absoluta cuya unidad es el Kelvin (K), se obtiene los siguientes resultados que se representan en el gráfico 2.

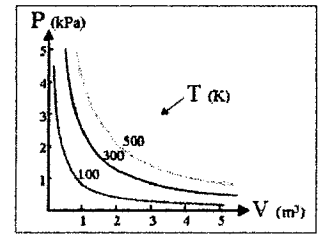


Gráfico 2: Variación de la presión en función del cambio en el volumen para distintas temperaturas de 100K; 300K y 500K.

Puede observarse que cuando la temperatura disminuye, la hipérbole equilátera (llamada isoterma) "se mueve" hacia la izquierda.

A partir del gráfico 1 se puede observar que las variables P y V guardan una relación inversamente proporcional.

$$P \propto \frac{1}{V}$$

Como el gráfico 1 y 2 representan funciones hipêrbólicas. Para poder obtener un gráfico de función lineal, se puede representar la variable P en función de 1/V como se muestra en el gráfico 3.

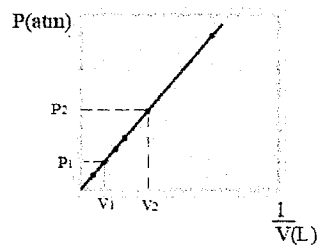


Gráfico 3: Variación de la presión en función de la variación inversa del volumen, 1/V.

Como resultado de dicha conversión gráfica, denominada rectificación, se puede observar que la pendiente se mantiene constante a una determinada temperatura y cantidad de sustancia. Su expresión matemática algebraica es:

$$P = K_1 \frac{1}{V}$$

Donde P es la presión, K_1 la pendiente y V el volumen.

Ajustando la ecuación anterior obtenemos la expresión moderna de la Ley de Boyle:

$$P.V = K_1$$

Asimismo, la expresión matemática de la ley de Boyle se puede utilizar para determinar el cambio de presión o volumen durante una transformación isotérmica de la siguiente manera:

$$\mathbf{P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2}$$

Donde P_1 y V_1 es la presión y volumen en el sistema inicial respectivamente, y P_2 y V_2 corresponde a la presión y volumen en el sistema final a temperaturas y cantidad de sustancia constante (K).

Cuando se emplea la ecuación P.V = k se supone que el comportamiento del gas es ideal. Es decir, que considera que las interacciones de las moléculas de dicho gas o mezcla son debidas a la presión y temperatura, excluyendo las interacciones intermoleculares y de otro tipo. En la práctica se ha encontrado que la gran mayoría de los gases no obedecen a esta ley. Los gases simples como el hidrógeno (H_2) y los gases nobles lo hacen dentro de rangos muy amplios de presión y temperatura. Mientras que los gases como amoníaco (NH_3), H_2O, dióxido de azufre (SO_2) y CO_2 tienen desviaciones muy importantes de la relación P.V = k aún a T y P bajas. Debido a estas desviaciones se creó el término de gas ideal, que alude a aquel gas que cumple la ley de Boyle a cualquier temperatura y presión.

Ley de Charles y Gay Lussac

En 1802, Louis Gay Lussac publica los resultados de sus experimentos, basados en los que Jacques Charles realizó en 1787.

A partir del gráfico que representa la ley de Boyle para diferentes isotermas (ver gráfico 2) observamos que, si la presión se mantiene constante y se aumenta la temperatura de T_A a T_B, es decir, pasar de una isoterma a otra, el volumen aumenta de V_A a V_B (ver gráfico 4). A este proceso de cambio de volumen por el cambio de temperatura a presión constante se lo denomina proceso isobárico. Éste es proceso es el que da origen a la ley de Charles. Según la ley de Charles, para una masa fija de gas ideal a presión constante, el volumen es directamente proporcional a la temperatura expresada en escala de temperatura absoluta. Dicha ley menciona que

A presión constante, el volumen de una masa fija de gas es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentra.

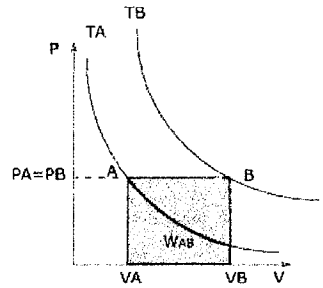


Gráfico 4: Ley de Charles, para distintas Temperaturas donde la curva A y B representan las isotermas, tal que $T_B > T_A$.

La expresión matemática de la ley de Charles se puede utilizar para determinar el cambio de Volumen o Temperatura durante una transformación isobárica de la siguiente manera:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Donde V_1 y T_1 es volumen y la temperatura en el sistema inicial respectivamente, y V_2 y T_2 corresponde al volumen y temperatura en el sistema final a presión y cantidad de sustancia constante. *Es importante remarcar que dichas temperaturas son expresadas en escala de* temperatura absoluta.

Es decir, que el cociente entre el Volumen y la Temperatura iniciales es igual al cociente entre el Volumen y la Temperatura finales.

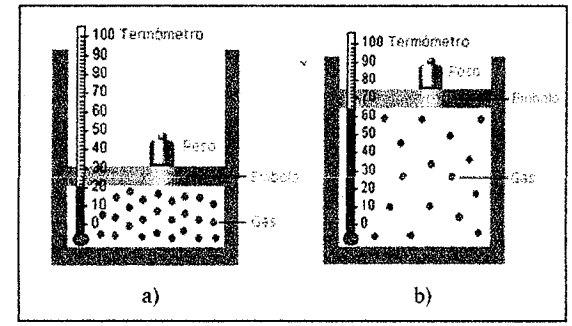


Figura 2: Variación de la temperatura y el volumen a presión y cantidad de sustancia constante. La presión es representada por el mismo peso sobre el émbolo. En la a) se representa la temperatura y volumen inicial y en b) la temperatura y volumen final.

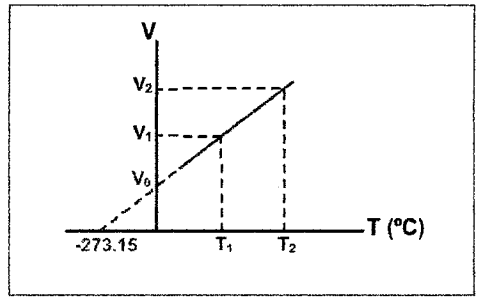


Gráfico 5: Variación del volumen y temperatura a presión y cantidad de sustancia constante.

En el gráfico 5 se representa la variación del volumen en función del cambio de temperatura expresada en °C. Se puede observar que la función es lineal donde el origen representa la temperatura de cero absoluto cuyo valor es 0K o -273,15°C y la pendiente constante que depende de la presión y cantidad de sustancia que son fijas.

Como mencionamos antes, los gases reales presentan desviaciones de las leyes de los gases, siendo estas mayores cuando los valores de P y T se aproximan a los valores correspondientes a la licuefacción de los gases. Sin embargo, es un hecho experimental que todos los gases se aproximan al comportamiento ideal a medida que disminuye la P y aumenta la T.

Relación entre la Presión y la Temperatura (Gay Lussac)

Guy Lussac también estudió la variación de la temperatura al calentar gas contenido en un recipiente rígido y registrando la presión de dicho gas contenido. Observó que, al aumentar la temperatura del gas, su presión aumenta proporcionalmente, manteniendo el volumen constante.

A dicho proceso, donde el volumen no varía, se lo denomina isocórico. La expresión matemática de dicha relación es

$$P = k_{m,V} \cdot T$$

Donde, P es la presión, T es la temperatura expresada en la escala de temperatura absoluta, $k_{m,V}$ es la constante de proporcionalidad que depende de la cantidad de sustancia y el volumen del gas contenido en el recipiente rígido.

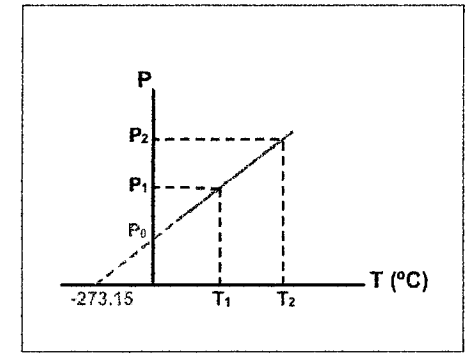


Gráfico 6: Variación de la Presión en función del cambio de temperatura de un gas ideal a una cantidad de sustancia y volumen constante.

En el gráfico 6 se representa cómo varía la presión de un gas contenido en un recipiente rígido al cambio de su temperatura expresado en °C, manteniendo constante la cantidad de sustancia y el volumen. El gráfico describe una función lineal donde el origen representa la temperatura del cero absoluto cuyo valor es 0K o -273,15°C y la pendiente es constante cuyo valor depende de la cantidad de sustancia y volumen del gas.

La expresión matemática de la ley de Gay Lussac se puede utilizar para determinar el cambio de presión o temperatura durante una transformación isocórica de la siguiente manera:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Donde P_1 y T_1 es la presión y temperatura en el sistema inicial respectivamente, y P_2 y T_2 corresponde a la presión y temperatura en el sistema final a volumen y cantidad de sustancia constante. *Es importante remarcar que dichas temperaturas son expresadas en escala de* temperatura absoluta.

Como se puede observar en la siguiente imagen, cuando aumenta la Temperatura, la Presión también aumenta, de manera directamente proporcional.

Ecuación de estado

El estado de un sistema queda determinado por un conjunto de variables de las propiedades de este. Las variables de estado son los parámetros que pueden cambiar y son propiedades medibles y definibles. El estado de un sistema estará definido si conocemos el conjunto de estas variables y cada una de las propiedades de este.

La ecuación que describe normalmente la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad (en moles) de un gas ideal se conoce como la *Ecuación de Estado* del gas.

Esta ecuación es el resultado de la combinación de las 3 leyes antes enunciadas:

$$\frac{P.V}{T} = R$$

Donde: P es la presión, T es la temperatura absoluta, V es el Volumen y R es la constante de gases ideales.

Si la presión se expresa en unidades de atmósfera (atm), el volumen de litro, la temperatura absoluta cuya unidad es el Kelvin (K) y la cantidad de sustancia expresada en unidades de mol, el valor de R es

R = 0,082 atm . litro / K . mol

Finalmente, considerando la cantidad de gas (n), la expresión de la ecuación general de los gases ideales resulta:

P.V = n.R.T

Guía de trabajo práctico N°1

Laboratorio de Gases: Ley de Boyle y Gay Lussac

Unidad N°4: Gases

Los gases son de gran interés para el desarrollo de la tecnología de los cuales la sociedad se beneficia. Su abordaje es importante en climatología, tratamientos médicos como en oxigenoterapias, el monitoreo de la condición metabólica y de la oxigenación de los pacientes en práctica de rutina en la bioquímica clínica y otros ejemplos desarrollados en el enfoque biomédico de la clase 4.

Los gases se abordan, inicialmente, desde el modelo del gas ideal como corpúsculos de tamaño minúsculos (puntuales) que se desplazan aleatoriamente y sin interactuar entre sí. Su energía cinética es directamente proporcional a la temperatura. Las colisiones entre las moléculas o átomos que lo componen (entre sí y con el recipiente o contenedor) son de tipo elástico, es decir, que conservan el momento y la energía cinética. Se trata de un concepto útil que puede ser analizado al hacer uso de la mecánica estadística, a través de una ecuación de estado simplificada que se conoce como "ley de gases ideales".

Para el desarrollo de esta actividad te sugerimos:

- Leer los apartados sobre gases de la bibliografía (el capítulo 1, apartados 1.6 y 1.7, y el capítulo 5, apartados 5.1 a 5.7, del libro *Química* de Chang y Goldsby).
- Leer la guía de Fundamentos.

Objetivos:

Identificar las variables experimentales en cada Laboratorio Remoto.

Determinar la relación que existe entre las variables trabajadas en cada Laboratorio Remoto.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Procedimiento

- Para ingresar y configurar el Laboratorio Remoto Ley de Boyle presiona **AQUI**.
  Realizar la actividad experimental y registrar los datos obtenidos. Considerar la temperatura de trabajo 25°C.
- Para ingresar, configurar el Laboratorio Remoto Ley de Gay Lussac presiona **AQUI**. Realizar la actividad experimental registrando los datos obtenidos.
- Realizar un informe comunicando los resultados obtenidos, sus análisis y discusiones respetando la estructura propuesta en el documento "como armar un informe" que se encuentra en el apartado LEAMOS del aula virtual.

A continuación, te damos algunas consideraciones a tener en cuenta para la elaboración del informe del Trabajo Práctico N° 1 Gases, basándonos en el documento general de "Cómo armar un informe":

Para la sección fundamentación, las siguientes preguntas podrán orientarlos en su elaboración: ¿Qué es un gas ideal? ¿Qué tipo de relaciones existen entre las variables bajo las leyes de los gases estudiados?

Para la sección materiales: ¿Qué materiales se utilizaron? (pueden agregar un esquema del dispositivo o de los dispositivos). Recomendamos dividir la sección en dos partes, una para materiales del Laboratorio Remoto (LR) de Ley de Boyle y otra para los materiales del LR de Ley de Gay Lussac.

Para la sección métodos, ¿Cómo se utilizaron estos materiales? ¿Con qué sustancias se trabaja y en qué estados están inicialmente? ¿cómo procesaron los datos? Estas preguntas podrán orientarlos en la confección de la sección. Se recomienda como la sección anterior dividir en dos partes una para cada LR.

Para la sección resultados es necesario:

En esta sección sería recomendable que realicen una primera tabla con los valores obtenidos de volumen y presión con sus unidades. A partir de los datos de la tabla realice un gráfico de Presión (kPa) en función del Volumen (mL) (Ejemplo Tabla 1).

Ejemplo de Tabla 1: LR Ley de Boyle: Volumen medido expresado en ml y la Presión expresado en kPa

Volumen (mL)	Presión (kPa)

Realizar el gráfico de P (Presión) vs V (Volumen) según los datos de la tabla 1.

Luego, realicen una segunda tabla con los valores de la recíproca del volumen (1/V) y la P (presión) (expresada en kPa). Los datos de presión son los mismos de la primera tabla con sus unidades. Luego realicen un gráfico de Presión (kPa) en función de 1/Volumen (1/mL) (Ejemplo Tabla 2).

Ejemplo de Tabla 2: LR Ley de Boyle Presión expresado en kPa y 1/Volumen en 1/ml.

1/volumen (1/mL)	Presión (kPa)

Realice un gráfico de presión (P) en función de 1/Volumen.

Por último, para el Laboratorio Remoto Gay Lussac realicen una tabla de Presión (kPa) en función de la Temperatura (°C) (ejemplo tabla 3) con los datos de dicha tabla realicen el gráfico correspondiente. Recuerden observar qué variables son de control, que variables actúan de forma

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

dependientes y que variables actúan de forma independientes. ¿Pueden indicar qué cantidad de gas hay inicialmente en el LR de la Ley de Boyle?

Ejemplo Tabla 3: LR Gay Lussac: Temperatura en expresado en °C y Presión expresado en kPa

Temperatura (°C)	Presión (kPa)

Para la sección Discusión: te presentamos unas preguntas que pueden orientarte para su elaboración. Con respecto a lo que se puede observar en laboratorio remoto" Ley de Boyle" ¿En todo momento el gas se comportó según el modelo de gas ideal? ¿Por qué considera que sí o por qué considera que no? ¿Qué sucedió con el etanol en el LR "Gay Lussac"? ¿En todo momento se puede pensar que el volumen fue constante? ¿Cómo es el comportamiento de las variables en ambos LR? ¿Qué información aportan los gráficos obtenidos?

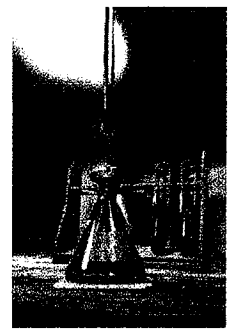
Para la sección Conclusiones: En este apartado se busca contrastar los objetivos planteados inicialmente de forma que se evidencie su cumplimiento o no, proponemos algunos cuestionamientos que pueden servir de guía para su redacción. ¿Se cumplen con los objetivos propuestos? ¿Se logró evidenciar lo planteado inicialmente? ¿Son importantes las variables para considerar el comportamiento de gas ideal?

Guía de fundamentos

Valoración ácido - base

Unidad N°11: Ácidos y bases

Una **valoración ácido-base** (también llamada **volumetría ácido-base**, **titulación ácido-base** o **valoración y/o equivalente de neutralización**) es una técnica o método de análisis cuantitativo muy usada, que permite conocer la concentración desconocida en una disolución de una sustancia que pueda actuar como ácido, neutralizada por medio de una base de concentración conocida, o bien sea una concentración de base desconocida neutralizada por una solución de ácido conocido. Es un tipo de valoración basada en una reacción ácido-base o reacción de neutralización entre el analito (la sustancia cuya concentración queremos conocer) y la sustancia valorante. El nombre *volumetría* hace referencia a la medida del volumen de las disoluciones empleadas, que nos permite calcular la concentración buscada.



UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Clases de valoración ácido – base.

Se pueden clasificar en dos grandes grupos:

Alcalimentrías: Determinación de la concentración de una base empleando un ácido fuerte de concentración conocida como sustancia titulante o valorante. Se emplea casi siempre ácido clorhídrido, HCl; a veces ácido sulfúrico (H_2SO_4) y casi nunca el ácido nítrico (HNO_3) y perclórico (estos por poseer propiedades de óxido reducción que puede interferir en la titulación ácido base).

Acidimetrías: Determinación de la concentración de un ácido empleando una base fuerte de concentración conocida como sustancia titulante como puede ser el hidróxido de sodio, NaOH.

Curvas de valoración

Si representamos el pH medido en función del volumen añadido de sustancia valorante se obtienen curvas de valoración o curvas de titulación, similares a la de la figura. Se observa el rápido cambio del pH para un volumen determinado. El punto de inflexión (cambio del sentido de curvatura) de esta curva se lo llama punto de equivalencia. En este punto la cantidad de valorante agregado es estequiométricamente equivalente a la sustancia objeto de la determinación. El volumen que corresponde para ese punto nos indica el volumen de sustancia titulante consumido para reaccionar completamente con el analito.

En una valoración ácido – base se añade una de las disoluciones gota a gota desde una bureta sobre la otra disolución contenida en un recipiente cónico o Erlenmeyer hasta que se produce un cambio de color debido al indicador.

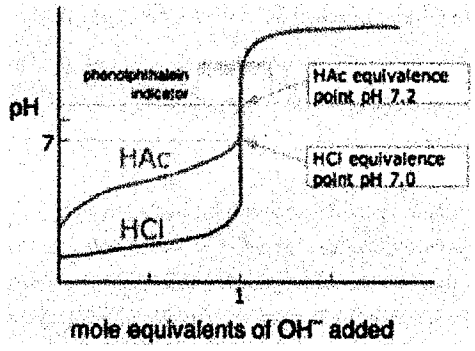


Figura 1: Gráfico de pH en función de la cantidad de moles de OH^- agregados.

En esta imagen podemos apreciar que cada indicador tiene una región de pH en la que se produce su cambio o viraje de color.

El Rojo de metilo vira hacia el amarillo a pH que van desde 4 hasta 7, mientras que la fenolftaleína cambia de incolora a fucsia para pH más básicos.

Punto de equivalencia y punto final

Los indicadores ácido-base son sustancias que mediante un cambio de color nos indican que se ha llegado al punto final de la titulación, el cual debe ser lo más cercano posible al punto de equivalencia. La elección adecuada del indicador visual nos asegura que así sea.

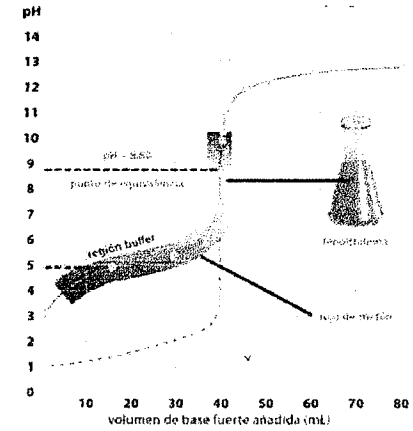


Figura 2: curva de valoración para un ácido débil con una base fuerte. (El ácido débil es el ácido propanóico, CH_3CH_2COOH)

Antes de iniciar la valoración se debe elegir un indicador de pH adecuado según el punto de equivalencia previsto de la reacción. El punto de equivalencia se corresponde con el valor teórico de la valoración, pero en la práctica no es posible saberlo con exactitud. En dicho punto habrán reaccionado cantidades estequiométricas de ambos reactivos, y el pH de dicho punto depende de la fuerza relativa del ácido y la base empleados. Para conocer dicho valor se pueden emplear las siguientes reglas:

- Un ácido fuerte reacciona con una base fuerte para formar una disolución neutra (pH = 7).
- Un ácido fuerte reacciona con una base débil para formar una disolución ácida (pH <7).
- Un ácido débil reacciona con una base fuerte para formar una disolución básica (pH> 7).

La disolución en el punto de equivalencia será básica si la base es más fuerte que el ácido y será ácida si el ácido es más fuerte que la base. Si ambos son de igual fuerza, entonces el pH de equivalencia será neutro.

El punto final es el punto en que se detiene la valoración, por ejemplo, tras el viraje de color del indicador. Este cambio producido en la disolución permite establecer experimentalmente el punto final de la valoración.

El punto final debe coincidir lo más exactamente posible con el punto de equivalencia. La diferencia entre ambos puntos constituye el error de valoración, que es propio del método (indicador empleado, uso de reactivos impuros, etc), y no debemos confundirlo con los errores accidentales debidos a manipulaciones o medidas de volumen defectuosas.

La importancia de conocer los coeficientes estequiométricos en la cuantificación experimental de un ácido, mediante una valoración con NaOH, tiene que ver con las ecuaciones de balance (estequiométrico) que se tienen que utilizar para obtener esta cuantificación. En todos los casos se deberá tener en cuenta la estequiometría de la reacción.

Por ejemplo, cuando reacciona el ácido clorhídrico (ácido fuerte monoprótico) con el hidróxido de sodio (base fuerte monobásica) se verifica que:

$$1\ HCl + 1\ NaOH \rightarrow 1\ NaCl + 1\ H_2O$$

O sea que reacciona 1 mol de ácido con 1 mol de la base, y el cálculo de la concentración del ácido a valorar será:

$$Ca = \frac{(Vpe\ .\ Cb)}{Va}$$

Donde

$\mathbf{C_a}$ es la concentración molar inicial del ácido que se desea determinar.

$\mathbf{V_a}$ es el volumen de la alícuota del ácido, lo que se puso en el recipiente o erlenmeyer.

$\mathbf{V_{pe}}$ es el volumen del punto de equivalencia, que se evidencia por un cambio brusco de pH en el gráfico de pH en función de volumen de NaOH agregado, y un cambio en el color del indicador.

$\mathbf{C_b}$ es la concentración molar de la solución de NaOH, dato conocido pues es el valorante.

Una situación similar podría ser la valoración de ácido acético (HA), un ácido débil monoprótico con una base fuerte monobásica como el hidróxido de sodio (NaOH):

$$1\ HA + 1\ NaOH \rightarrow 1\ NaA + 1\ H_2O$$

Aquí también reacciona 1 mol de ácido con 1 mol de la base, por lo que el cálculo de la concentración del ácido a valorar será:

$$Ca = \frac{(Vpe\ .\ Cb)}{Va}$$

Donde aquí,

$\mathbf{C_a}$ es la concentración molar inicial del ácido, ácido débil o ácido acético (HA) que se desea determinar.

$\mathbf{V_a}$ es el volumen de la alícuota del ácido débil a valorar (HA), lo que se puso en el recipiente o erlenmeyer.

$\mathbf{V_{pe}}$ es el volumen del punto de equivalencia de la base titulante (NaOH en el caso anterior), que se evidencia por un cambio brusco de pH en el gráfico de pH en función de volumen de NaOH agregado, y un cambio en el color del indicador.

$\mathbf{C_b}$ es la concentración molar de la solución de NaOH titulante, dato de concentración conocido pues es el valorante.

Por su parte, el ácido cítrico, es un ácido orgánico, débil. Su fórmula química es $C_6H_8O_7$ se trata de un ácido tricarboxílico, esto quiere decir que tiene 3 grupos carboxilos (grupo funcional de los ácidos orgánicos) capaces de ceder H+: $C_3H_4OH(COOH)_3$ en su fórmula semidesarrollada. Está presente en la mayoría de las frutas, sobre todo en cítricos como el limón y la naranja.

En el caso de la actividad experimental de este laboratorio remoto, se trabaja sólo con el primer pka, es decir con el primer grupo carboxílico, dado el pH de trabajo. Es decir, como se titula un sólo grupo carboxilo, consideraremos que tiene un comportamiento semejante al de un ácido monoprótico.

Entonces la relación estequiométrica en la neutralización con NaOH será: 1 mol de ácido por cada 1 mol de la base.

$$1\ C_3H_4OH(COOH)_3 + 1\ NaOH \rightarrow C_3H_4OH(COOH)_2COONa + 1\ H_2O$$

O simbólicamente

$$1\ H_3A + 1\ NaOH \rightarrow 1\ NaH_2A + 1\ H_2O$$

Donde,

El H3A corresponde al ácido cítrico, (C6H8O7) o $C_3H_4OH(COOH)_3$

El NaOH, el hidróxido de sodio, la base fuerte,

El NaH_2A, la sal de $C_3H_4OH(COOH)_2COONa$

y H_2O agua.

Entonces,

$$Ca = \frac{(Vpe\ .\ Cb)}{Va}$$

C_a es la concentración molar inicial del ácido cítrico, (C6H8O7) o $C_3H_4OH(COOH)_3$, que se desea determinar.

V_a es el volumen de la alícuota del ácido cítrico, lo que se puso en el recipiente o erlenmeyer.

V_{pe} es el volumen del punto de equivalencia, que se evidencia por un cambio brusco de pH en el gráfico de pH en función de volumen de NaOH agregado, y un cambio en el color del indicador.

C_b es la concentración molar de la solución de NaOH, dato conocido pues es el valorante.

Guía de trabajo práctico N°2

Laboratorio: Valoración Ácido – Base

Unidad N° 11: Ácido base

Para el desarrollo de esta actividad te sugerimos:

1. Leer los apartados sobre la valoración ácido base de la bibliografía (capítulo 4: apartado 4.7, capítulo 16 apartados 16.4 y 16.5 del libro *Química* de Chang y Goldsby).
2. Leer la guía de Fundamentos.

Parte 1: Valoración ácido base de muestras de ácido clorhídrico.

El ácido clorhídrico (HCl) es un compuesto inorgánico perteneciente al grupo de los ácidos fuertes. Es decir que en medio acuoso su disociación es completa. Es una sustancia corrosiva y se emplea en la limpieza y tratamiento de metales, en la industria del cuero y en el refinamiento y manufactura de una diversidad de productos. Asimismo, en el cuerpo humano se encuentra en el estómago acidificándolo y en el vómito.

Para saber más:

Hoja de seguridad del ácido clorhídrico

En el laboratorio de Bioquímica Clínica donde se analizan un conjunto de analitos en muestras de sangre como la Glucosa, Urea, Creatinina, Colesterol Total, Colesterol HDL, Triglicéridos, entre otros. Estos analitos se procesan en un equipo automático donde emplea el ácido clorhídrico 0,1M con un rango entre 0,09M y 0,11M para su limpieza diaria. En el droguero del laboratorio se encuentran tres botellas de 1 litro de HCl (botella #1; botella #2; botella #3) donde su rótulo se deterioró. Para saber la concentración de HCl de estas muestras, el director técnico del laboratorio solicita a un grupo de estudiantes de bioquímica la valoración ácido base de cada una de estas tres muestras.

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Objetivo

Determinar la concentración de las tres muestras de ácido clorhídrico (HCl) empleando el titulante 0,1mol/L de hidróxido de sodio (NaOH).

Indicar si alguna de las soluciones preparadas se ajusta a lo solicitado por el director técnico del laboratorio.

Procedimiento:

- Para ingresar y configurar el Laboratorio Remoto Valoración Ácido Base (ácido clorhídrico) presiona AQUI.
- Realizada la actividad experimental, es importante informar los resultados obtenidos. Para esto, se debe elaborar un informe. Los lineamientos son los mismos a los del Trabajo práctico N°1. Encontrarás los mismos documentos de "Cómo armo un informe de laboratorio" y "Formato de informe de laboratorio" en la sección LEAMOS del módulo de este Trabajo Práctico.
- Tomar en cuenta que para la evaluación de dicha actividad y presentación de los resultados y análisis a través del informe será mediante la rúbrica que se encuentra en la sección PONGÁMONOS A PRUEBA del módulo de este Trabajo Práctico.

A continuación, te damos algunas consideraciones para la elaboración del informe del trabajo práctico ácido base basándonos en el documento general de "Cómo armar un informe":

Para la sección fundamentación, las siguientes preguntas podrán orientarte en su elaboración: ¿Qué tipo de reacción ocurre en la valoración? ¿Qué tipo de ácido y base intervienen en esta valoración?

Para la sección materiales: ¿Qué materiales se utilizaron? (pueden agregar un esquema del dispositivo).

Para la sección métodos, las siguientes preguntas podrán orientarte en la confección de esta sección. ¿Cómo se utilizaron estos materiales? ¿Qué sustancia actúa como titulante y qué función cumple? ¿Cómo se procesaron los datos?

Para la sección resultados es necesario:

Basándose en el formato de informe, incorporen los datos en una tabla como la que está descrita a continuación (Tabla N°1), indicando el volumen de alícuota (porción), concentración del titulante y concentración de ácido clorhídrico de cada muestra.

Tabla N°1: Concentración de muestras en función de los diferentes titulantes

Muestras	Alícuota de muestra (ml)	Concentración de titulante (M)	Volumen de titulante (ml)	Concentración de Muestra (M)
Ácido clorhídrico # 1		0,10M		
Ácido clorhídrico # 2				
Ácido clorhídrico # 3				

Para la sección Discusión, te presentamos unas preguntas que pueden orientarte para su elaboración. Con respecto a lo que se puede observar en laboratorio remoto ¿Por qué se necesita agitar la solución del vaso de precipitado? ¿Qué función cumple la fenolftaleína? ¿Cuál es el punto final de una titulación? ¿Cuál es su significado?

Cuando se cambió de titulante, ¿Cambió la concentración de ácido acético de la muestra? En la misma muestra, al cambiar de titulante, ¿se empleó el mismo volumen de titulante? ¿Puede establecerse alguna relación entre la concentración del titulante y el volumen empleado? Finalmente, la concentración de ácido acético en las tres muestras, ¿se encuentran en el rango pedido por los docentes?

Parte 2: Valoración ácido base de muestras de ácido acético.

El ácido acético es un compuesto orgánico perteneciente al grupo de los ácidos carboxílico. Se lo reconoce por ser un líquido cristalino, con olor peculiar, puede ser corrosivo e irritante, además de ser una sustancia higroscópica (que absorbe agua). Se puede utilizar como aditivo en el control de las polillas de la cera en la apicultura, como componente importante para fabricar el nylon, celofán y otros filmes sintéticos, en sustancias fijadoras para la preservación de tejidos orgánicos en laboratorios y en los químicos para el revelado fotográfico, entre otros usos. En alimentos tiene muchos usos culinarios como vinagre: para lavar vegetales y hortalizas o como aderezo. Las diluciones del ácido acético a concentraciones entre el 3% m/v y 6% m/v, tiene propiedades bactericidas, ya que tiene la capacidad de cambiar el pH de las sustancias, por lo que crea el medio adecuado para conservar alimentos. Muchas bacterias que viven en medios alcalinos mueren al entrar en contacto con un ácido, por lo que este ácido es un conservador de amplio espectro. En medicina, se usa junto a una tintura para revelar las lesiones del Virus del Papiloma Humano (VPH). Para saber más te dejamos unas lupitas para ampliar el tema:

Página oficial del Ministerio de Salud de la Nación sobre el HPV.

¿Cómo se trata el VPH y cómo se previene?

El Virus de Papiloma Humano (VPH)

¿Qué es y qué consecuencias trae el Virus del Papiloma Humano?

En el laboratorio de Histología Patológica se les solicitó a 3 grupos de estudiantes que preparen una solución de ácido acético con una concentración dentro del rango entre 3 a 6 % m/V a partir de una solución de ácido acético concentrada de 30%m/v para ser empleada en la elaboración de la solución para la detección de lesiones por VPH en pacientes. A continuación, estas soluciones solicitadas se dispusieron para ser valoradas

y verificar su concentración mediante la Valoración de ácido - base. Esta valoración se trabaja a través del laboratorio remoto de Valoración ácido - base.

Objetivo

Determinar la concentración de las tres muestras de ácido acético empleando los dos titulantes.

Indicar si alguna de las soluciones preparadas se ajusta a lo solicitud por el docente.

Procedimiento:

- Para ingresar y configurar el Laboratorio Remoto Valoración Ácido Base presiona AQUI.

- Realizada la actividad experimental, es importante informar los resultados obtenidos. Para esto, se debe elaborar un informe. Los lineamientos son los mismos a los del Trabajo práctico N°1. Encontrarás los mismos documentos de "Cómo armo un informe de laboratorio" y "Formato de informe de laboratorio" en la sección LEAMOS del módulo de este Trabajo Práctico.

- Tomar en cuenta que para la evaluación de dicha actividad y presentación de los resultados y análisis a través del informe será mediante la rúbrica que se encuentra en la sección PONGÁMONOS A PRUEBA del módulo de este Trabajo Práctico.

A continuación, te damos algunas consideraciones para la elaboración del informe del trabajo práctico ácido base basándonos en el documento general de "Cómo armar un informe":

Para la sección fundamentación, las siguientes preguntas podrán orientarte en su elaboración: ¿Qué tipo de reacción ocurre en la valoración? ¿Qué tipo de ácido y base se emplea en esta valoración?

Para la sección materiales: ¿Qué materiales se utilizaron? (pueden agregar un esquema del dispositivo).

UBA | CBC
Universidad de Buenos Aires
Ciclo Básico Común

Para la sección métodos, las siguientes preguntas podrán orientarte en la confección de esta sección. ¿Cómo se utilizaron estos materiales? ¿Qué sustancia actúa como titulante y qué función cumple? ¿Cómo se procesaron los datos?

Para la sección resultados es necesario:

Basándose en el formato de informe, incorporen los datos en una tabla como la que está descrita a continuación (Tabla N°2), indicando el volumen de alícuota (porción), concentración del titulante y concentración de ácido acético de cada muestra.

Tabla N°1: Concentración de muestras en función de los diferentes titulantes

Muestras	Alícuota de muestra (ml)	Concentración de titulante (M)	Volumen de titulante (ml)	Concentración de Muestra (M)	Concentración de Muestra (%m/v)
Ácido acético # 1	10	0,151			
Ácido acético # 2					
Ácido acético # 3					
Ácido acético # 1	10	0,244			
Ácido acético # 2					
Ácido acético					

# 3					

Para la sección Discusión, te presentamos unas preguntas que pueden orientarte para su elaboración. Con respecto a lo que se puede observar en laboratorio remoto ¿Por qué se necesita agitar la solución del vaso de precipitado? ¿Qué función cumple la fenolftaleína? ¿Cuál es el punto final de una titulación? ¿Cuál es su significado?

Cuando se cambió de titulante, ¿Cambió la concentración de ácido acético de la muestra? En la misma muestra, al cambiar de titulante, ¿se empleó el mismo volumen de titulante? ¿Puede establecerse alguna relación entre la concentración del titulante y el volumen empleado? Finalmente, la concentración de ácido acético en las tres muestras, ¿se encuentran en el rango pedido por los docentes?